

PRONTUARIO

DI

CHIMICA ELEMENTARE

MODERNA

PER

RAFFAELE NAPOLI

ex-Professore di Chimica organica nella Università di Napoli
 Professore di Chimica e Merceologia nel Reale Istituto tecnico e professionale
 Socio ordinario dell' Accademia delle Scienze e della Pontaniana
 Onorario dell' Accademia di Medicina
 Corrispondente del Reale Istituto d' Incoraggiamento di Napoli,
 e di molte scientifiche Corporazioni

PARTE SECONDA



NAPOLI
 DOTTOR VINCENZO PASQUALE EDITORE
 Strada Salvatore n° 43
 1868

ALLA GIOVENTU' STUDIOSA

AVVERTENZA

Un libro di Chimica che deve servire ai giovani di note o ricordi durante i Corsi istituzionali, non può sottrarsi alla taccia di compilazione. E dev' esser così, poichè in Chimica non si trovano che *fatti*, i quali non si possono creare, ma si debbono fedelmente per quanto è possibile riferire: i *corpi* sono sempre gli stessi, hanno in proprio le medesime *qualità*: le leggi delle loro unioni e disunioni sono inalterabili: il linguaggio parlato o scritto è una convenzione consentita dai cultori: dunque dove trarre il nuovo in una istituzione? Il nuovo, che si pretende in simili opere, se si fa consistere fra questi limiti, non vi sarà mai ragione di dare in luce un *libro nuovo* di materia elementare, a meno che non si voglia dar lavoro ad un tipografo, incombrar le mura di manifesti, e dar materia da parlare ai cronisti delle effemeridi di ogni risma. E ponendo che queste considerazioni fossero riconosciute vere per ogni altra specie di pubblicazioni, ci pare sotto un tal riguardo non essere stata un'esagerazione l'opinare di colui, che stimava un nuovo libro, come destinato ad embire gli scaffali delle biblioteche, ad illudere la gioventù e la pubblica opinione, quante volte esso non porge almeno la scienza sotto una forma meglio assimilabile, e più adatta allo sviluppo nutritivo della mente.

Tali considerazioni avrebbero consigliato di non riprodurre questo PRONTUARIO DI CHIMICA, se non avessimo riconosciuto il novello libro d'istituzione potersi sottrarre dalla spiacente accusa d' inutilità, essendosi posto mente a comporre la materia in guisa, che con veste novella si agevolasse e rendesse più fecondo lo studio della Chimica scienza; avendosi avuta la coscienza di fare, sotto una ap-

parente compilazione, opera che presentasse la scienza appunto con una forma nuova, o affatto diversa da quella adottata la prima volta dal *Thénard*, e continuata per circa cinquant'anni. Sotto questo aspetto considerata la cosa, possiamo francamente dire un'istituzione consimile non esiste; nè il farla ci è stato tanto agevole, quanto per avventura si vorrebbe credere. Questo libro è il frutto di trent'anni e più di coscienzioso insegnamento, e di ardente desiderio di rendere accessibile la scienza chimica alla *strenua gioventù* del nostro paese.

E diciamo coscenzioso l'insegnamento, ed ardente il desiderio, perocchè tali caratteristiche racchiudono il pensiero che ha diretto uno studio fatto unicamente per trovare la forma accessibile a tutte le giovani menti; affinché, la scienza progredita, si fosse assimilata dalla intelligenza dei giovani, e col buon senso naturale di questi, avesse nutrito lo spirito focoso, e fosse riuscita a confortare col vero il loro sapere effettivo.

Ecco dunque il nuovo della Istituzione !

Presentare la scienza ai giovani in modo che nel libro fosse esposta la suppellettile complicata dei fatti particolari, e le induzioni e deduzioni alle quali essi danno luogo; facendo così un tutto organico di dottrine svolte secondo l'evoluzione propria della mente umana. Se questa speranza, non fu da noi frustrata, e coloro che ci faranno l'onore di leggerci così la giudicheranno, questo giudizio sarà larghissimo compenso alle nostre fatiche.

Sappiamo che in Italia vi ha il vizzo di chiamar dotto il libro, se i dotti l'encomiano; come di disprezzarlo, se non si giunge a comprenderlo; e nell'un caso e nell'altro parlarne senza propria coscienza. Nè questo ci fa ombra; perchè il buon senso della gioventù, e l'interesse che prende per istruirsi, questi giudizi condanna ed i barbassori che lo emettevano per loro non retti fini. Se dunque siamo riusciti a fare un libro, capace di guidare la gioventù ad ordinare le sue idee sopra una scienza cotanto utile nei tempi che corrono, il nostro libro non sarà tra quelli che ingrassano i topi e la suppellettile delle biblioteche.

Quello che assolutamente diciamo nuovo nel nostro lavoro si è il metodo evolutivo, il quale riesce fecondo d'invenzioni per colui che vi si abitua ed ha la pazienza di esercitarsi: il nuovo, si è lo svolgimento logico di una sintesi dottrinale in correlazione coll'analisi di un fatto complesso, il quale sminuzzato nei suoi particolari, addiventa atto a riconfermare ciò che la sintesi avea affermato o preveduto. E se nella prima parte di questo Corso un tal concetto non riuscì per avventura abbastanza chiaro, noi non dubitiamo che in questa seconda parte, la pratica della scienza dimostrerà fino all'evidenza che un giovine allevato con questo metodo alle ricerche di laboratorio, in qualunque sperimento egli deve *operare* e *pensare*, e deve *pensare* per poter nettamente distinguere i risultamenti della sua investigazione; deve *operare* a seconda dei stabiliti pensamenti, per rendere feconda la sua ricerca, e più feconda di quella fatta fino ad oggi; e pur quando vuole assequire uno scopo il più determinato o circoscritto, egli non lo raggiunge, se non in correlazione necessaria di quanto opera e pensa.

Col nostro libro adunque il giovine apparerà in qual modo i fatti obbligano a trovar le idee; e queste come scaturiscono spontanee da quelli, nell'atto dello investigare: il giovine resterà convinto che i fatti e le teorie sono necessarij egualmente, perchè chi opera pensa; e chi vuol tradurre in atto il pensiero, nell'atto stesso attivamente ripensa. Perciò egli non troverà i chimici processi ripetutamente descritti ad ogni fatto analogo; ma invece vedrà chiaramente, siccome i processi analoghi, menano a risultati diversi, solo che sieno cambiate certe circostanze forse tenute in alcun conto: e di queste circostanze, e di siffatti cangiamenti fatto padrone, egli può libero muoversi nella investigazione, e si troverà sempre sveglio e pronto a notare quello che nell'osservare è degno di nota. A questo abbiám mirato nel nostro *Prontuario*, e non ad occuparci di disporre gli argomenti della investigazione secondo opinava il tale o tal'altro autore. In Chimica fino ad ora, si è fatto non uso, ma sciupo dell'autorità dei dotti

e dei chiarissimi, e si è inculcato nello insegnamento seguire un libro che fosse come un *sovrano exequatur* di pratiche empiriche, e su di esse si è obbligato l'alunno ad insistere, senza che egli potesse vedere, se l'autore avesse mirato ad uno scopo utile, e per ciò meritato un vantaggioso giudizio.

Si è specialmenie, stimato dotto, quel libro che meno s'intendeva: e soventi si è chiamata *istituzione*, un'opera che registra i lavori, quasi come nelle effemeridi furono pubblicati. Nò, questo vezzo abbiain con tutte le nostre forze evitato.

La istituzione è per noi un libro, il quale non solo deve contenere que'soli fatti che potessero guidare il pensiero alla logica deduzione dei principii; e questi poi fossero come tanti piccoli fari attevoli a guidare il discente nelle vie ascose della pratica: dove poi egli dovrà di continuo dal fatto risalire al principio, e dalla legge discendere all'applicazione; ma anche deve saper instillare nell'animo dei giovani quel tale interesse per gl'obbietti, onde ne conseguì il santo desio d'investigare e divenire autore di novelli trovati. E qui si vede di leggieri che l'opinione che si ha d'un libro, non è ciecamente seguita, ma è prima discussa col senso pratico, direi quasi istintivo, nel giovine studioso, e poi stimato buono o cattivo dal vero giudice, che è il lettore.

Noi non dobbiamo far verificare il grazioso dire del Giusti, *che tanto può esser chiarissimo un'oggetto che splende di per sè, tanto uno che sarebbe torbissimo, se un altro non lo illuminasse*: ma vogliamo però che il lettore ci giudichi di proprio impulso dopo averci letto e studiato, dopo aver trovato realmente nel libro quel tanto che gli avevamo promesso di buono per la sua istituzione. Che s'egli è vero, che l'*instituirsi* in una disciplina, non è altro che prepararsi i mezzi e comprendere i modi di avviarsi per più completa istruzione, noi in quello che abbiamo fatto crediamo aver facilitato il compito impostosi dal giovane, nel momento che giudicò apprendere la *filosofia naturale*, secondo il moderno indirizzo.

Così opinando la disposizione adottata in questa seconda parte dunque del nostro *Prontuario* la trattazione in *serie generiche* in primo luogo ha dato campo a disporre i composti, i quali vi si allocano in modo, che se da essi vogliono trarsi i corpi semplici costituenti il genere si fa con somma facilità, e con pari agevolezza il radicale specifico si può isolare; talchè da tutti gli ossidi si può ricavare l'*ossigeno*, da tutti i solfuri il *solfo* ecc. dopo di aver avuto la cognizione delle loro qualità speciali, per cui si giunge ad individuare uno dei composti della intera serie. Tutte queste note sono tipografate in corsivo, e riunite completano la serie delle idee analitico-qualitative dei composti. In conseguenza il radicale specifico intitola la famiglia, ed il radicale generico dà il carattere funzionale al composto.

In ogni serie, è preso a modello quella degli ossidi, avvegnacchè, su questi termini poi resta per analogia formolata qualunque altra di genere diverso.

Le leghe metalliche formano un tipo senza esempio e di esse si è dopo parlato; restringendo le note principali delle combinazioni di due o più metalli. La indicazione delle principali unioni dei metalli maggiormente in uso chiude questo interessante capitolo.

Abbiam dopo voluto parlare dell'atmosfera, cagione di tante azioni e reazioni dei corpi, e che meritano una menzione speciale nella Storia della scienza cosmologica.

Seguono dopo le serie specifiche, le quali sono state trattate ponendo a capo l'*elemento specifico*. Cosichè nella serie dell'idrogeno, per esempio, sonosi svolti i particolari di tutt'i corpi a funzioni di acidi, ed in questa guisa si è parlato dell'acqua ch'è l'ossido d'idrogeno: corpo che secondo si riguarda può considerarsi, acido idrico, ossido idrico, sale binario. E poichè gli acidi vengono definiti come *sali a base d'idrogeno*, o di *acqua*, così le cognizioni generali dei *sali* sono svolte secondo lo richiedeva l'argomento, cangiando in metallo, l'idrogeno degli acidi binari e bi-binari; ossia i composti di due elementi

e quelli della unione di due di essi, naturalmente sono trattati in questo punto.

In ogni serie, ed in ogni individuo sono notati in modo ordinato e distinto i caratteri, come si fa l'estrazione o la loro preparazione: numerando per ciascuna funzione la più notevole e la più generalmente usata.

È chiuso questo argomento dai corpi basici dell'idrogeno, ossia il gas ammoniacale, l'ammonio e le ammoniache composte: con la indicazione dei principali sali ammoniacali.

Segue la trattazione dei sali, o meglio le leggi della loro formazione, e delle principali metamorfosi.

Ed appena dimostrato il meccanismo di loro formazione, si notano i fenomeni che essi appalesano cogli agenti naturali ponderabili ed imponderabili.

Il che fatto, dovendo parlare dei principi speciali delle combinazioni metalliche e loro composti, si è affrontata la metallurgia di ciascun corpo semplice metallico, quindi il loro modo di essere in Chimica, con le rispettive indicazioni della maniera come formano questo o quel composto; e con uno specchietto tanto si è registrato. È questo il principale pregio del nostro Prontuario; perocchè alle cognizioni note aggiungendosi le ignote, si ha un completo sistema dei composti naturali od artificiali che sieno.

Una piccola appendice termina il lavoro.

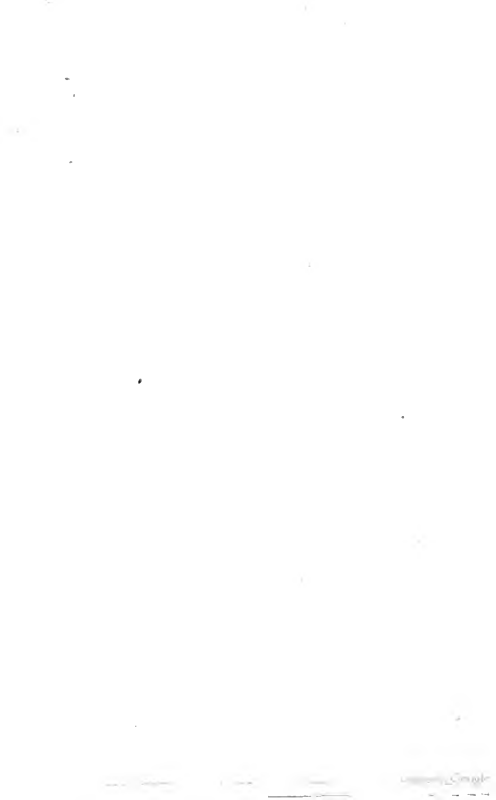
Sia dunque il giovane fiducioso nel nostro volere e nella nostra pratica d'insegnante, e si animi a leggerci: con la lettura si farà strada per un esame critico; e quando ci potrà appuntare che noi non sapemmo ridurre la scienza a pochi processi, per cogliere numerosi risultati; quando scorgerà che i principii non reggono i numerosi fatti analoghi; quando non acquisterà il concetto chiaro del compito imposto dal progresso attuale della scienza; o quando non apparerà a ragionare sul valore dei fatti e delle idee, e non si troverà forte nel rispondere ad un problema di Chimica elementare, allora si che ha dritto di condannarci, e di giudicare inutile il nostro operato.

Persuasi intanto che un tale sfavorevole risultato non sarà notato dal giovane accorto ed impregiudicato, diciamo da ultimo, che l'Editore stesso assunse l'impegno di pubblicare l'istituzione, purchè questa rispondesse al concetto ufficiale, di voler la Chimica una, ma la scienza una; senza fraintenderlo nel fatto e credere che l'insegnamento diventi unico, solo perchè si affidi ad una sola persona: senza saper distinguere, che la investigazione chimica di per sè uniforme od unica nel concetto si fa diversa quanto si propone raggiungere uno scopo sulla metamorfosi di un corpo inorganico, organico, od organizzato. Il nostro lavoro è di fatto un Corso di scienza generale; ma nella pratica ben distinto pei corpi organici e minerali.

Non ci rimarrebbe, che a dire: studiate il libro, determinatene l'importanza, poi laceratelo.

L' AUTORE

Napoli febbrajo 1868.



LA CHIMICA

DEI CORPI DI ORIGINE INORGANICA E MANUFATTI

La parte inorganizzata della crosta terrestre ci fornisce la più gran quantità di composti chimici degni di esame. I minerali che si trovano nelle *dighe* a mo' di *filoni*, le *matrici* stesse, e le *rocce semplici e composte* che la Geologia e la Mineralogia disaminano in modo speciale e proprio, sono tutti suscettivi di chimica investigazione: anzi la Chimica si è occupata dapprima per servire a rendere più precise le cognizioni mineralogiche. Ed è appunto dalla intima natura dei minerali che si è venuto di mano in mano alla cognizione dei modi con cui i corpi semplici contraggono combinazioni fra loro, che si è passato a cercar di produrre le *specie* stesse o le *analoghe* nei laboratori. E se nello scorso secolo la Mineralogia aveva per angella la Chimica, oggi questa essendo diventata padrona, riguarda la Mineralogia come colei che le può dare varie *specie chimiche* belle e fatte, ma limitate ad un numero molto ristretto; mentre la cognizione di poter combinare, sdoppiare, e trasporre gli elementi nei composti, variandoli per numero e per diverse quantità, le permette tutti gli associamenti possibili, e quando che sarà, i prodotti manifatturati saranno in un numero indefinibile. Adunque la *Chimica minerale* non è a rigore lo studio dei corpi che s'incontrano naturalmente fra le rocce, o nelle rocce di ogni maniera, sieno liquide, sieno solide: ma che comprende per estensione, quei corpi prodotti nei laboratori per tutte le vie che il chimico apprese, onde costituire combinazioni specifiche con caratteri determinati, e con proporzioni di costituenti anche determinati.

Or siccome la investigazione chimica è una, ed è sempre la stessa, comunque variata in apparenza: così verrà tempo che la Chimica resa indipendente, sarà la scienza astratta che può applicarsi poi allo studio dei corpi minerali, dei corpi organizzati, dei corpi artefatti inorganici ed organici di questa o quella industria. Così noi cominciamo col veder di applicare le cognizioni generali delle metamorfosi variate allo studio delle *specie inorganiche*, sia che ci venghino additate dal mineralogista, dal geologo, dal chimico manifatturiere ec.

E poichè i composti ed i mesugli sono i più frequentemente of-

ferti, all' esame accurato, noi di questi ci occupiamo a preferenza: tanto più che eccettuati i pochi elementi liberi conosciuti, senza la cognizione dei composti, non appareremo ad estrarre o ricavare da essi i semplici costituenti.

Nè rechi meraviglia se questo studio intraprendiamo col distribuire le materie in SERIE GENERICHE e SERIE SPECIFICHE, perocchè questa maniera di trattazione è più profittevole per intendere in modo generale un gran numero di caratteri di quei composti ordinari che hanno il *radicale generico*, semplice e multiplo sempre costante; ovvero costante posseggono il *radicale specifico*, anch'esso semplice o multiplo.

Distribuzione è questa resa analoga, o meglio modellata, sulla costituzione dei sali, perocchè la scienza dallo studio dei sali ha tolto gli elementi razionali delle sue classificazioni analogiche, ed ha progredito. Ciò che ci è parso puranche utile nella trattazione di ogni serie, si è il muovere da molecole più complesse, e per semplificazioni venire alle più semplici, fino a pervenire ai puri generatori unimateriali. Tale preferenza non è stato che un artificio da noi prescelto per semplificazione di studio, e per togliere noiose ripetizioni abbondanti nei libri scolastici. In fatti, sembra più acconcio studiare il protossido, dopo l'azoto; poi il biossido, l'anidride nitrosa, iponitrica e nitrica; quindi l'acido nitrico ed i nitrati. Ma nel fatto tutti questi corpi hanno un' origine comune, perchè derivar debbono dall'acido nitrico o da un nitrato. Adunque cominciando dai nitrati, poi dalla specie idrica di questa serie, si può agevolmente passare ai nitriti, agli ossidi di azoto inferiori, quindi all'ossigeno ed al nitrogeno che li genera. Eguale dai solfati passeremo ai solfiti, poi ai solfuri, quindi al solfo: e meglio dai solfati agl'iposolfati, ai solfiti, agl'iposolfiti, agli iposolfiti solforati, quindi ai solfuri ed al solfo.

L'utilità di questa distribuzione si vedrà nello studio peculiare esposto in questo volume: mentre da noi si è già per esperienza giudicato acconcio per la pratica dello insegnamento. Ciò non toglie che si possa far meglio; e noi siamo convinti che in questo aringo entra la novella generazione di chimici, se giunge a persuadersi che le classificazioni e gli ordinamenti, sono un genere di speculazioni mobili e temporanee.

Serie dell'ossigeno.

Sono dimandati *ossidi* od *ossuri* i corpi formati dall'ossigeno con altro elemento, e che rappresentano un ordine di combinazioni, nelle quali si comprendono sistemi particolari di molecole *.

* Vedi Chim. gener. pag. 247.

Questi corpi, quando obbediscono alla doppia sostituzione, sono dei *sali* veri come è già noto. Alle altre funzioni di essi può dirsi che ve ne ha dei *binomii*, dei *monomii* e degli *anomali*; e questi ultimi non danno doppia sostituzione direttamente, ma si scompongono passando prima in un tipo binomio, ed allora somigliano come questi ai sali veri. In siffatti composti si distinguono quelli ad un solo radicale specifico, e quelli che hanno un gruppo di elementi metallici per radicale. La natura ci offre spesso tali ossidi, in cui i metalli isodinamici riuniti in due o tre, formano un gruppo unico equivalente alla quantità costante di ossigeno. Tali sono gli ossidi di ferro mangesiferi, il gruppo delle sabbie titanifere, e gli ossidi che contengono ferro e magnesio ec.

OSSIDI SALINI. — La Mineralogia indica molti ossidi ben caratterizzati per la forma cristallina e le altre qualità, che sono appunto gli *ossidi salini*, a cui conviene questa denominazione; onde riguardasi in essi un ossido che funziona da base ed un altro da acido. L'arte però è giunta a riprodurne molti, ed il celebre *Mitscherlich* fu il primo ad indicare il modo di ottenerli per l'azione del fuoco: ed i suoi ossidi li abbiamo veduti nel suo Laboratorio della Scuola di Berlino tali, quali l'autore li avea formati. Posteriormente *Ebelmenn* per la via secca continuò le osservazioni del precedente dotto, e *Senarmont*, per l'azione del vapore acquoso a forte tensione ne ha prodotti moltissimi, fra i quali sono notevoli l'ossido stannico, il ferro ossidulato ed altri.

Finalmente *Debray* in questi ultimi tempi ed *H. Deville* per diversi metodi hanno preparato ossidi salini analoghi ai minerali, sia per la riduzione per via secca, sia per la decomposizione degli ossidi, dei solfuri ec.

I tipi cui appartengono questi ossidi possono formolarsi in generale con cinque o sei formole analoghe alle seguenti:

CrO^3, CrO	eromato eromoso
PbO^2, PbO	piombato di piombo
$\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{FeO}$	ferrito di ferro
$\text{WoO}^3, \text{WoO}^2$	tunstato di tungsteno
$\text{CrO}^3, \text{Cr}^2\text{O}^3$	cromato cromatico
$\text{SbO}^2, \text{SbO}^3$	antimonato antimonico.

Questi ossidi si distinguono per la loro facoltà di esser poco attaccabili dagli acidi deboli o sali idrici; per essere difficilmente decomponibili dal fuoco, per cristallizzare facilmente ad elevato calore, e presentarsi spesso in natura nei filoni metalliferi. Quando però gli acidi sono energici, e capaci di formar composti con la parte basica di essi, la decomposizione avviene, e si producono

sali con eliminazione dell'ossido non basico: o due specie di sali metallici diversi.

In generale mischiati questi ossidi al carbone e sotto la influenza di temperatura elevata danno $\text{CO} \dots + \text{CO}^2 \text{e} \dots + \text{Me}$; e col carbone ed il cloro ad alta temperatura, si decompongono con eliminazione di cloruri liberi ed ossigeno gassoso. Le altre qualità appartengono alla serie intera.

Ossidi acidi. — Gli ossidi acidi, od *anidridi* appartengono tanto agli ossidi metallici che ai metalloidei: essi sono binarii sempre, e *monomi*; vale a dire, non presentano la doppia scomposizione, e formano composti *binomi* quando trovansi combinati ad un altro ossido basico od all'acqua. Sotto l'influenza di agenti dissossidanti si scompongono, o si sciolgono difficilmente. Allo stato nascente in presenza dell'acqua, sono pochi quelli che non formano *sali idrici* od *idrati*. *Combinandosi i loro radicali metallici con corpi metalloidei, danno generi diversi:* il che si effettuisce quasi sempre con gl'idracidi binarii: per esempio, sotto l'influenza dell'acido solfoidrico, per via secca e per via umida si trasformano nel genere *solfuri*; sotto quella degli acidi aloidi, in *sali aloidi*, cloruri, bromuri ec.

Fusi, o bolliti con gli alcali ed i carbonati loro, formano dei sali ben caratterizzati: eziandio per la via secca, o per la via umida. I principali tipi metallici sono:

M^2O^4	biossidi metallici
M^2O^6	triossidi
M^2O^{10}	pentaossidi
M^2O^6	scsquiossidi

Pei metalloidei, gli stessi tipi si possono esprimere con

RO	protossidi
RO^2	biossidi
RO^3	triossidi
RO^5	pentaossidi

ovvero col doppio loro equivalente quando sono liberi e schietti.

Oltre a questi tipi, nei composti ossidati dei metalloidei e dei metalli, vi ha un certo numero di essi, che sono stati considerati, o come composti di due ossidi, o come molecole *poliatomiche* particolari: dette anche *acidi copulati*.

Vi ha in questi corpi la facoltà di combinarsi per addensamento per produrre talune copule. Così WoO^3 anidride tungstica, com-

binasi con HO per avere l'acido tungstico II, W_2O_4 . Ma sotto la influenza dell'acqua *Zettnow* ha ottenuto

2 W_2O_3 , Aq	Acido ditungstico
3 W_2O_3 , Aq	» tritungstico
4 W_2O_3 , Aq	» tetratungstico.

L'ossido di silicio, di stagno ec. sono nel medesimo caso.

OSSIDI BASICI. — Questa classe di corpi è molto importante in chimica, poichè la maggior parte è fatta di monossidi, come quello di potassio, di sodio, di calcio ec. ; nei quali convengono tutte le così dette basi alcaline, terroso-alcaline, e terrose. Questi ossidi, a differenza di pochi, non sono mai monomii, anzi subiscono facilmente la doppia sostituzione salina, e si combinano da basi con l'acqua, in cui questo corpo tien l'ufficio di acido idrico, secondo il volgare linguaggio. Il carattere distintivo si è che, *posti a contatto dei corpi idracidi binarii non cangiano di specie nè di funzione*, ma cangiano di *genere* a specie omologhe: talchè i solfuri omologhi o dello stesso tipo, hanno funzione identica: egualmente come i cloruri, bromuri ec.

Tutto ciò non intendesi per gli ossidi dei metalloidi, i quali sono in pochissimo numero *anomali*, od *acidi* di grado inferiore, e pare potesse dirsi nelle condizioni attuali, che i *metalloidi non forniscono ossidi basici*, ma *anidridi*, o corpi *anomali* da non funzionare, nè come basi, nè come acidi.

I tipi degli ossidi basici per tutti i metalli sono :

M^2O	protossidi
M^2O^2	biossidi
M^2O^3	sesquiossidi

oltre a pochi altri considerati in alquante combinazioni corrispondenti a

M^3O	tri-ipossidi
M^2O	di-ipossidi

Questi ossidi differiscono dai precedenti perchè non danno che raramente ossidi *poliatomici*, mentre quelli all'opposto ne danno di frequente.

CARATTERI DEL GENERE. — Gli ossidi metallici in generale esposti al calore, taluni si riducono in ossigeno e metallo ; e forniscono perciò il mezzo semplice di ottenere i radicali basici e l'ossigeno allo stato fluido : tali sono quelli dei metalli nobili, Au, Ag, Hg, Pt, ec.; taluni altri si disossidano dando ossigeno ed un ossido in-

feriore; come diversi acidi che si trasformano in basi: altri infine assorbono dall'aria l'ossigeno e passano in ossidi superiori, e salini. I biossidi di piombo, manganese, sono fra i primi; il protossido di piombo, di cromo, di manganese fra i secondi. Queste due proprietà forniscono quindi due metodi di preparazione degli ossidi, vale a dire: dato in modo facile un ossido, trasformarlo col riscaldamento in un corpo meno ossidato, od ossidato in più. Questi cangiamenti non si avverano mai ad una temperatura inferiore al rosso nascente, ma da questo punto in sopra, cioè da 500° a 1000°.

Riscaldati inoltre in contatto del carbone, dell'idrogeno, o di un corpo organico, tutti gli ossidi metallici forniscono il radicale basico allo stato puro e schietto, e perdono l'ossigeno allo stato schietto, ed in ossido od acido carbonico, od in acqua. Soventi riscaldati con Ka , o Na danno il metallo libero, e soventi coadjuvati dal calore o da potente corrente elettrica. È questo un altro metodo importante per ottenere i metalli dagli ossidi nativi.

Riscaldati in contatto del solfo, o dei corpi alogeni, perdono il metallo che si combina con questi corpi, e mettono l'ossigeno in libertà. È metodo anche questo per ottenere l'ossigeno da una parte; ed i solfuri, cloruri, ec. dall'altra.

Riscaldati in contatto dei proprii metalli, gli ossidi superiori passano ad ossidi inferiori, o restano inalterati.

Pochi ossidi acidi anidri, quando vengono riscaldati cogli acidi (sali idrici) svolgono ossigeno passando ad ossidi basici. Altra maniera per ottenere questo metalloide libero.

Sotto l'influenza della corrente galvanica molti ossidi forniscono i loro radicali metallici, e pochi danno ossidi inferiori; se la corrente poi è debolissima si ottengono corpi ben cristallizzati.

L'azione dell'acqua sugli ossidi già formati si può chimicamente considerare come nulla. Se non che, vi ha di quelli che vi si uniscono per salificazione, come la potassa, la soda, la barite, la calce ec.; altri vi restano insolubili: quelli ad equivalenti poliatomici, in qualche caso si dissociano, fornendo idrati monoatomici e poliatomici. Se poi si trovano con l'acqua allo stato nascente vi si combinano facilmente quasi sempre, e formano gl'idrati.

Quanto alla parte pratica di ottenere da questa classe di composti uno dei due elementi, si può dire in generale:

1°. Si ottengono i metalli riscaldandone gli ossidi decomponibili pel calore in istortine di vetro, argilla refrattaria o porcellana, secondo la temperatura della riduzione: e trattando gli ossidi col carbone o l'idrogeno, mettendoli in canne di vetro, di ferro, di porcellana e riscaldandoli coi corpi riduttori in fornelli di riverbero: ovvero riscaldando il miscuglio in forni riduttori, che di-

consi alti forni, come si usa per ottenere il ferro, il rame nelle grandi esplotazioni ec.

2°. Per dare l'ossigeno, gli ossidi possono riscaldarsi in istorte di vetro, di porcellana, o di ferro, al collo delle quali, si adattano acconciamente tubi ricurvi adduttori, che si aprono in vasche di mercurio, od in vasche di acqua. In queste, per mezzo di campanine capovolte, l'ossigeno si raccoglie agevolmente in forma fluida.

Quegli ossidi che danno ossigeno in contatto di un acido (sale idrico) si pongono in matracci o storte tubolate, e vi si affonde l'acqua e l'acido a piccole porzioni od in una sola volta, e col mezzo di tubi adduttori e delle vasche di sopra citate, si raccoglie l'ossigeno, se si vuole. Così trattansi il biossido di manganese, l'acido cromico, il biossido di piombo, e gli ossidi superiori di barite, di strontiana e di calce.

Per distinguere all'analisi chimica il genere *ossidi* od *anidridi* per le loro reazioni, si può invocare l'aiuto della produzione dell'acqua o dell'acido carbonico sotto l'influenza del calore. Quindi ridotti allo stato secco e polverati gli ossidi solubili od insolubili si pongono in un vase infusibile in contatto della polvere di carbone, e si disseccano a lieve calore onde toglierne l'umido.

Posti per ciò in un fiasco, questo si annette con turaccio di sughero ad un tubo adduttore che peschi nell'acqua di calce o di barite; in seguito si riscalda il tubo con lampada a doppia corrente, o cannella ferruminatoria. Se il corpo è un ossido si produce acido carbonico, che imbianca l'acqua di calce o di barite, producendo un carbonato insolubile, il quale fa effervescenza con gli acidi.

Se si vuol fare il saggio per l'idrogeno, l'ossido polverato secco è posto in un tubo nel mezzo del quale siavi un rigonfiamento a bolla, e si congiunge lo stesso con un apparato che svolge idrogeno puro e secco. Riscaldando in seguito la polvere con fuoco rosso, si vedrà comparire l'acqua per l'altro estremo freddo del tubo, e ridursi interamente, o parzialmente il radicale metallico.

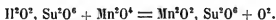
Questi due caratteri indicano le proprietà del genere ossidi; e giunte a quelle che si notano cogli acidi, e gli alcali, se ne può assegnare la funzione per ciascuno.

Riepilogando, nel trattamento pratico analitico debbonsi considerare più cose, che conviene ripetere forse per maggior chiarezza.

Quando voglionsi scomporre gli ossidi, si ha l'ossigeno tutte le volte che si rende stabile il radicale metallico o metalloideo, fissandolo in modo da rimanere congiunto con altro elemento o composto fisso nella condizione in cui l'ossigeno è gassoso. Questo allora si raccoglie libero, e quello resta come parte inutile.

Così per esempio, l'anidride cromica Cr_2O_3 col calore si riduce

in Cr^2O^3 e dà O^2 : il biossido di manganese $(\text{Mn}^2\text{O}^4)^3$ riscaldato fornisce $(\text{Mn}^3\text{O}^4)^2 + (\text{O}^4)$. Posto poi a caldo con l'acido solforico produce protosolfato di manganese fisso, ed ossigeno.



Ecco il perchè si dice: che l'ossido di manganese allo stato secco dà col calore $\frac{1}{2}$ del suo ossigeno, mentre con l'acido solforico ne dà la metà; poichè O^4 è il terzo di O^{12} ; ed O^2 è la metà di O^4 .

Inversamente, allorchè si pretende isolare il metallo od il metalloide da un ossido, l'ossigeno si combina in una forma volatile di HO , di CO^2 , di CO ed il metallo più fisso si ricava puro. I soli metalli volatili si ottengono egualmente in vapore, unitamente ad un gas CO^2 , o CO di essi più volatili.

La pratica dei laboratori consiglia servirsi in molte circostanze dell'acido nitrico puro come corpo ossidante, ed allora coi metalli ed i metalloidi si ottengono idrati e nitrati, od acidi anidri i quali calcinati danno l'ossido che si cerca: operazione accompagnata sempre da sviluppo di vapori rossi rutilanti (ossidi di azoto).

Più raramente si calcinano i rispettivi idrati e carbonati, ottenuti per doppia scomposizione da un sale metallico precipitato con l'idrato di potassa o di soda, ovvero col carbonato delle stesse basi.

Il metodo della combustione od ossidazione diretta è assai più limitato.

Così difatto col mercurio, il rame e l'acido nitrico si preparano nitrati che con la calcinazione danno il primo il precipitato rosso, il secondo l'ossidonerio di rame. Con lo stagno e l'acido nitrico si prepara l'acido stannico anidro. Coi cloruri di mercurio e la potassa caustica si ottengono due ossidi corrispondenti, l'ossido giallo Hg^2O^2 ed $\text{Hg}^2\text{O} + \text{Ka}^2\text{Ch}^2 + 2\text{H}\text{O}$. Il solfo, il fosforo, lo zinco, il magnesio possono bruciare nel gas ossigeno puro od in quello dell'atmosfera ed ossidarsi.

Alle funzioni degli ossidi *basici*, degli ossidi *acidi anidri*, e degli ossidi *salini* che possono derivarsi dalla combinazione dei precedenti nelle rispettive neutralità di saturazione, vi ha due altre maniere di ossidi: quelli, che perdendo od acquistando ossigeno assumono costituzione definita e sono detti *ossidi singolari*: quelli che ora si comportano come basi ora come acidi, e sono gli *ossidi indifferenti*: e quelli finalmente che non hanno alcuna di queste definizioni come N^2O^2 , protossido di azoto, e ossido di carbonio C^2O^2 detti *neutri, anomali, irregolari*.

Modificazioni che possono subire gli ossidi.

Il CALORE di 500° a 2500° modifica gli ossidi in modo speciale, ed il giovane studioso che apprende e ricorda queste modificazioni ha largo campo di cognizioni per giudicare con analogia fondata in qual maniera i diversi agenti operano sulle molecole composte.

Gli ossidi di platino, iridio, rutenio, palladio, rodio : non che quelli di oro, argento e mercurio sono tutti ridotti in ossigeno e metallo.

Gli ossidi dei metalloidi diversi resistono al calore più intenso, altri si decompongono. Per esempio, l'osmio forma l'acido osmico anidro indecomponibile, l'*arsenidride* (acido arsenioso) si sublima e cristallizza, l'anidride borica e silicica si fonde e vetrifica. Mentre l'anidride arsenica e stibica a forte fuoco si risolve in ossigeno ed anidride in oso corrispondente. L'acido clorico, anche combinato in forma stabile, si risolve in ossigeno e cloro; mentre l'acido percloricoso può distillare senza decomorsi. Moltissimi decompongono l'acqua al calor bianco-sudante.

Quasi tutti gli ossidi riscaldati a modo di non subire metamorfosi, patiscono nella forma di aggregazione, diventando più coerenti, ed acquistando coloriti più intensi e foschi, che perdono col raffreddamento ripristinandosi. L'ossido di mercurio Hg^2O^2 si annerisce quasi nel momento che si scompone; e l'ossido di zinco Zn^2O^2 si fa giallo vivo.

La LUCE puranche modifica i colori degli ossidi, specialmente quando furono precipitati sopra un tessuto. L'azione sua non è ben definita; ma non perciò è dubbia, da creder la luce inerte su di essi.

La CORRENTE ELETTRICA soverchiamente energica si comporta quasi come il calore intenso; cioè, decompone, volatilizza, perossida. L'acqua per esempio si risolve in $H^2 + O$ a volumi gassosi. Gli alcali in $Me^2 + O^2$.

Gli ossidi superiori si riducono in ossidi inferiori $Mn^2O^6 + O^2$ derivanti da Mn^2O^4 due volte preso.

La corrente però debolissima soventi dà forma cristallina agli ossidi, pari a quello dello stesso ossido che s'incontra in natura.

L'ossigeno è chiaro che può soltanto perossidare gli ossidi inferiori; difatto Mn^2O^2 può passare in Mn^2O^4 ed in Mn^2O^6 ; il protossido di ferro Fe^4O^4 in Fe^4O^6 ; il protossido di bario Ba^2O^2 passa in Ba^2O^4 . Quest'azione soventi si genera all'ordinario calore, e soventi a temperature prossime al rosso, od al rosso intenso. Al calor rosso bianco la metamorfosi può cangiare.

L'IDROGENO è sempre un riduttore degli ossidi, producendo HO

ed un ossido inferiore; od acqua e metallo. Il *carbonte* ha pure una azione analoga, ma nella condizione di un calor rosso più o meno intenso. Si svolge allo stato fluido l'ossido di carbonio o l'anidride carbonica.

Il *cloro* e gli altri alogeni presentano un'azione diversa secondo che opera a secco ed in presenza della umidità. A secco il *cloro* scaccia sempre l'ossigeno e produce un cloruro $M^2O^2 + Ch^2 = Ch^2M^2 \dots + O^2$: fenomeno che avviene sempre sotto l'influenza del calore rosso. In presenza dell'acqua può avvenire

1° — Si può generare un cloruro ed un clorato.



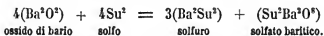
2° — Si produce un cloruro ed un ipoclorito.



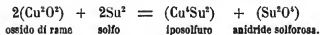
Il *solfo* anch'esso opera diversamente in contatto degli ossidi, secondo che il radicale metallico o metalloideo dell'ossido è più ossidabile o meno del solfo. Se è più energico il solfo, esso si appropria dell'ossigeno e riduce l'altro, o lo solfora, se la temperatura lo permette: se poi lo zolfo è meno energico, allora non ha verun'azione.

Ma se lo zolfo agisce a preferenza sugli ossidi metallici basici, si sperimentano come pel cloro diversi casi.

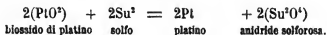
1° — Si genera un solfuro ed un solfato.



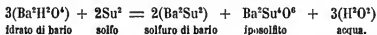
2° — Si produce anidride solforosa ed un iposolfuro.



3° — Si ottiene anidride solforosa e metallo.



Quando poi lo zolfo agisce in presenza dell'acqua, la metamorfosi dell'ossido avviene, ma con la produzione di un iposolfito.



Il fosforo si comporta come il solfo con gli ossidi dei metalli, cioè o li decompone formando acido fosforico ed un fosfuro, o è privo affatto di ogni azione.

Con gli ossidi a radicale metallico si genera sempre un acido del fosforo ed un fosfuro a secco; mentre per la via umida si produce un ipofosfito, e l'idrogeno fosforato spontaneamente infiammabile.

Ecco il perchè riscaldando calce idrata e fosforo in pezzetti si ottengono i diversi idrogeni fosforati, ricchi più o meno di Ph^2H^4 che brucia spontaneamente, e fa bruciare gli altri fosfuri.

L'azione dei metalli sugli ossidi è prevedibile, quando nella condizione in cui si opera è più stabile l'ossido del metallo che si aggiunge, in questo caso si forma l'ossido di questo, e si riduce l'ossido dell'altro interamente, o ad un grado minore. Di conseguenza i *metalloidi* operano nel modo stesso come i metalli, ed il tipo di quest'azione si riassume tutta nell'influenza del carbone ad alta temperatura sugli ossidi.

L'ACQUA e l'IDROGENO solforato operano analogamente con gli ossidi, cioè o producono una doppia scomposizione, o si aggiungono e producono *idrati* nel primo caso, e *solfidati* nel secondo, o *idrati di solfuri*.

Serie del solfo.

Comprende questa serie molti corpi binarii e ternarii che sono come quelli della serie precedente *binomii*, *monomii* ed *anomali*, ed in essa si raggruppano dei generi salini meglio studiati.

SOLFATI. — I composti più stabili, e dai quali si passa quasi per tutti i termini di questa serie, sono i *sali* che hanno siffatta denominazione. Fra questi il solfato d'idrogeno, che si prepara in modo particolare dall'arte è il corpo tipo, col quale si possono ottenere tutti i solfati, non escludendo l'anidride solforica (acido solforico anidro), che dà il carattere generico a tutti i composti.

I *solfati* sono riconosciuti pei caratteri seguenti. Sono tutti *insolubili nell'alcoole*; quelli che sono solubili nell'acqua *precipitano in bianco i sali solubili di barite*, ed il *precipitato è quasi insolubile nell'acqua*: è affatto insolubile nell'acido acetico ordinario; insolubile ancora negli acidi nitrico ed idroclorico. Questi caratteri bastano a far precisare un solfato. Intanto i solfati

insolubili, si riconoscono riducendoli in polvere e facendoli bollire per qualche tempo in unione degli alcali o dei carbonati solubili; poichè in questa operazione vi ha cangiamento di acido, ed il solfato della specie insolubile passa a solfato di potassa o di soda solubile, il quale in seguito si saggia con sale di barite per ottenere di nuovo il precipitato insolubile succennato.

Per via secca, con l'azione di una temperatura rosso-chiara, l'acido borico, il fosforico anidro, e l'acido silicico, decompongono i solfati tutti, svolgendone o l'anidride solforica, ovvero acido solforoso ed ossigeno.

Un'altra serie di metamorfosi soffrono questi corpi sotto l'influenza dell'idrogeno e del carbone: si trasformano essi prima in solfiti poi in solfuri; ma queste reazioni possono succedersi rapidamente cioè dal solfato ottenersi un solfuro, il che maggiormente rasserma la natura dei solfati.

In chimica si riconoscono più maniere di solfati che vanno distinti pel rapporto del radicale basico di che si compongono.

Sono esse tutte bi-basiche, perchè l'acido solforico è appunto bibasico quindi si formulano

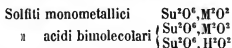
Solfati neutri	Su^2O^6 , M^2O^2	a base monossida
»	»	Su^2O^6 , MMO^3 » bimetallica
» acido	Su^2O^6 , MHIO^2	» misto ad acqua
» neutro	$3\text{Su}^2\text{O}^6$, M^4O^6	» sesquiossida
» acido	$3\text{Su}^2\text{O}^6$, $\text{M}^2\text{H}^2\text{O}^6$	» sesquiossida idrata.

I solfati sono i sali i più stabili, meglio studiati, e nelle serie specifiche più numerosi. Fra questi un picciol numero si combinano cogli ossidi in molecole doppie, e formano i *solfati basici*, così denominati.

Fra le specie principali vi ha il solfato d'idrogeno, acido solforico, il più antico acido conosciuto, che forma ora il corpo il più interessante della chimica tecnologica, e viene trovato libero nella saliva di certi molluschi.

SOLFITI. — Si riconoscono i solfiti, perchè tutti hanno un sapore più o meno sensibile di solfo bruciante, e trattati con l'acido solforico puro o con acido acetico, svolgono odore identico a quello del solfo che brucia, il quale allorquando sprigionasi in certa quantità forma una effervescenza incolore. Il gas che si svolge è l'anidride solforosa (acido solforoso). Questo carattere non permette si confondessero i solfiti con altri sali. Trattati poi con l'idrogeno ed il carbone al color rosso forniscono solfuri. I solfiti sono più solubili dei solfati, ed abbandonati all'aria umida, molti si trasformano nel genere solfati spontaneamente.

Le formole principali dei solfiti sono:



I solfiti sono isomorfi coi carbonati delle stesse basi e sali bi-basici nella teorica dei tipi.

Riscaldati isolatamente, molti fra essi si trasformano in un solfuro ed un solfato.

L'acido nitrico ed il nitro trasformano i solfiti in solfati, lo stesso fa il cloro e l'ossigeno nascente.

SOLFURI. — Le principali qualità empiriche degli ossidi, si può dire esistere nei solfuri: così hanno essi la medesima formola o funzione degli ossidi, analoga solubilità, modo analogo di operare sulle carte reagenti, e processi analoghi per prepararli. La cosa più rilevante in questi corpi si è il colore vario di molti fra essi, che serve utilmente per la determinazione delle specie saline, e di cui ci siamo molto giovato nella ricerca degli elementi combinati. (Vedi vol. I^o pag. 265).

I solfuri acidi, sono come gli ossidi monomii ed anidridi quasi sempre, si combinano coi solfuri basici e formano i *solfosali*, strettamente analoghi agli ossidi salini.

I solfuri *basici* hanno caratteri e funzioni degli ossidi isodinamici.

I solfuri *anomali*, sono in piccol numero, e varii non hanno i tipi corrispondenti negli ossidi.

In generale si può ritenere quasi come norma che ogni ossido ha un analogo solfuro, che esercita la medesima funzione quantunque possano aversi solfuri in maggior numero degli ossidi.

I solfuri dei metalloidi che sogliono appartenere ai tipi SuR ; $\text{SuR} \frac{1}{2}$; $\text{SuR} \frac{2}{3}$; $\text{SuR} \frac{1}{3}$; $\text{SuR} \frac{4}{3}$ sono tutti *solfoacidi*, e non danno *solfobasi*.

I solfuri metallici di questi tipi sogliono presentare *solfoacidi*, *solfobasi*, *solfuri salini* ed avere le stesse formole degli ossidi.

Il carattere generico di questi corpi si è: che tutti, a contatto degli acidi binarii o ternarii, alla temperatura ordinaria o col calore, si decompongono con effervescenza, svolgendo acido idrosolfurico gassoso, incolore, e con odore caratteristico di uova putrefatte: precipitando o no, solfo schietto.

Il protosolfuro di mercurio non è attaccato dagli acidi, come molti solfuri nativi che non lo sono per effetto della naturale coerenza delle particelle che li compongono.

L'effervescenza a odore caratteristico particolare e la precipitazione di zolfo, sono caratteri dei *persolfuri* quando vengono intac-

cati dagli acidi *monobasici*, che ceder possono un solo equivalente d'idrogeno : questo allora si combina con l'equivalente di zolfo corrispondente per formare Su^2H^2 (solfuro d'idrogeno) e tutto il solfo eccedente precipita. Pochi solfuri basici metterebbero una parte del metallo in libertà, se questo non fosse alterabile dal solfuro stesso d'idrogeno.

Per via secca, od all'azione del *dardifiamma* tutti i solfuri si riconoscono, perchè *bruciano colla fiamma esteriore colorata in azzurro, e svolgono odore di zolfo in combustione.*

I solfuri solubili sono trasformati in solfiti e solfati dall'ossigeno nascente, e dai corpi ossidanti ; gl'insolubili, egualmente vi si trasformano per l'azione del nitrato, o del clorato di potassa al calor rosso.

I solfuri metallici possono dare il metallo puro, quando vengono riscaldati col ferro, o coi metalli degli alcali e delle terre, e forniscono perciò dei metodi di estrazione dei metalli dai solfuri naturali. Così praticasi per il solfuro di piombo, di mercurio, di zinco ec.

Altri solfuri sono decomponibili dopo l'azione dell'arrostimento all'aria ; poichè cangiati allora in solfiti o solfati, per mezzo dell'idrogeno, del carbone, e di altri metalli, forniscono i radicali della loro specie.

Come ajuto mnemonico possiamo dire in generale, che dai *solfati* si passa per disossidazione ai *solfiti*: da questi ai *solfuri* e dai *solfuri* ai metalli semplici. E viceversa dai solfuri si può risalire ai solfiti e solfati per l'azione ossidante dell'ossigeno, o dell'aria coadiuvata dal calore.

Si preparano i solfuri con la diretta azione del solfo coi corpi speciali *metalli e metalloidi*: — con l'azione dell'idrogeno solforato o di un solfuro alcalino in contatto di un ossido o di un sale alogeno: — per la disossidazione dei solfati e solfiti al calore rosso, o per mezzo dell'idrogeno o del carbone: — riscaldando il metallo con un solfuro fisso, per ottenere un solfuro volatile del primo.

Si preparano i solfiti: — con l'azione dell'anidride solforosa e gl'idrati d'ossidi metallici: — con l'ossidazione dei solfuri per l'azione dell'aria ed il riscaldamento: — per doppia sostituzione di un solfito alcalino solubile, ed un sale a base del metallo di cui si vuole il solfito: — con la disossidazione parziale dei solfati.

I solfati vengono preparati: — pochi con l'anidride solforica i metalli e l'aria: — moltissimi per la diretta sostituzione dell'idrogeno dell'acido solforico con un metallo: — altri per doppia scomposizione: — altri ancora per via secca col solfo, il nitro ed il metallo: — ed infine ossidando un solfito od un solfuro.

Generi derivati.

IPOSOLFITI ED IPOSOLFATI. — Sono riconoscibili gl' *iposolfiti* per essere atti a disciogliere il cloruro di argento; ed a formare un liquore, che cede questo metallo al rame inargentandolo sotto la influenza della corrente elettrica. Inoltre *trattati con un acido*, ed a preferenza l'acido solforico concentrato, *svolgono gas solforoso e dopo qualche tempo precipitano zolfo*. La costituzion chimica di siffatti sali, si può intendere come generi derivati dai solfati i quali tengono un equivalente di ossigeno sostituito da un equivalente di zolfo. Così Persoz propose denominarli *solfosolfati*. Di fatto Su^2O^4, M^2O^2 va meglio formolato con $(2SuO^2Su, MO)$: in cui può ritenersi che in parte il solfo sia isodinamico con l'ossigeno.

Fra gl' iposolfiti, sono meglio studiati quelli a base dei metalli alcalini, e terrosi.

Non si riconosce l'anidride *iposolforica* e la specie idrica è rappresentata da $(2S^2O^2, OH)$ che forma un sale solubile con la barite.

Si preparano questi sali, col riscaldare il solfo in una soluzione di solfito solubile: — o con la doppia sostituzione dell' iposolfito di barite o di soda, ed i sali di cui vuolsi ottenere l' iposolfito.

Gl'*iposolfati* che si risguardano come prodotti dall'azione di un solfito e dall'anidride solforica, sono riconosciuti, perchè *in contatto dell'acido idroclorico puro, o dell'acido nitrico diluito, sviluppano acido solforoso e lasciano un solfato in soluzione*. Questi sali si fanno appartenere a taluni composti di generi speciali denominati ancora *tionati*. Quindi in questa veduta gl' *iposolfati* diconsi *ditionati*. Questi sono poco studiati, e si preparano col solo processo di far bollire un solfito col perossido di manganese, e poi ottenere dall'iposolfato di manganese per doppia sostituzione tutti i composti di altra specie.

Tutte le volte che si tratta un solfuro metallico con un acido si ottiene sviluppo d'idrogeno solforato che caratterizza i solfuri: ma se il solfuro è un polisolfuro, si ha costantemente precipitazione di zolfo allo stato molle, od in polvere biancastra detto *magistero di zolfo*. Questo consiste in gran parte di zolfo in globuli od in cristalli: in zolfo modificato, ossia in cristallini di zolfo ottaedrico ed in globuli di zolfo solubile quasi al 70 per 100 nel bisolfuro di carbonio.

In generale lo zolfo può ottenersi dalla scomposizione dei polisolfuri (vedi pag. 53, vol. I°): da quella degl'*iposolfiti* ed un acido: dall'idrogeno solforato e l'acido solforoso come dimostrò *Selmi*. Quindi l'uso dello zolfo artefatto, non dimostra identità in questo elemento che abbandona una composizione. Nè l'azione medicamentosa è assolutamente la stessa; trovando i medicamenti più effica-

ce lo zolfo dei polisolfuri, che i fiori di zolfo anche ben lavati. Ecco il perchè in Farmacia si scompone con acido idroclorico il bisolfuro di calcio, ovvero un polisolfuro alcalino con un acido, il precipitato si lava e si conserva.

Serie del selenio.

La serie del selenio comprende i *seleniati*, i *seleniti* ed i *seleniuri*, che sono perfettamente isomorfi ai solfati, solfiti e solfuri. Vale a dire: i pochi composti conosciuti in questi generi hanno sistemi di cristallizzazione e composizione analoga. I loro tipi corrispondono ad altrettanti termini nella serie del solfo.

I caratteri del genere *seleniati* sono:

Posti sui carboni incandescenti deflagrano come il nitro: tramandano odore di ramolaccio, e lasciano dei seleniuri.

Fatti bollire con acido idroclorico in contatto delle foglioline di oro, sciolgono questo, svolgono cloro, trasformandosi in seleniti.

I *seleniti* si distinguono perchè:

Posti a freddo in contatto dell'acido solforoso, danno deposito di selenio in rosso-mattone: che se la reazione si opera a caldo, il deposito di selenio è bigio nericcio.

Riscaldati al cannello sul carbone danno odore di ramolaccio.

Trattati con l'acido idroclorico e quindi con l'idrogeno solforato producono un precipitato giallo, che col calore si agglomera, e si arrossisce con la disseccazione.

I *seleniuri* sono caratterizzati dal perchè:

Riscaldati in una corrente di aria calda e posti in un tubo aperto per le due estremità, svolgono un vapore che cristallizza facilmente in aghi prismatici bianchi (acido selenioso anidro) i quali abbandonati per poco tempo all'aria assorbono l'umido da essa e cadono in deliquescenza.

Riscaldati poi sopra il carbone svolgono odore di ramolaccio. Ma se uniscono con nero di fumo, e si riscaldano in tubo chiuso per un capo, danno, sebbene con difficoltà, vapore giallo di selenio, che si fa rosso o bigio col raffreddamento.

Per caratteri empirici, i *seleniati* rassomigliano ai solfati corrispondenti, e sono neutri alle carte reagenti: mentre i *seleniti* pari ai borati e carbonati sono per lo più alcalini, o inverdiscono lo sciroppo di viole.

Si distinguono nelle loro soluzioni, perchè:

Trattati con l'acetato baritico forniscono un seleniato più solubile del solfato, ed interamente solubile negli acidi nitrico ed

idroclicorico a freddo, decomponibile in selenito e cloro nell'acido idroclicorico bollente.

Questi due generi di composti meschiati al sale ammoniaco e posti in un apparecchio distillatorio, sono ridotti dai componenti l'ammoniaca, e producono selenio che distilla e che può raccogliersi. Tale reazione è il modo più semplice di ottenere il selenio elementare in cristalli di sublimazione.

Si possono benanche trasformare i seleniati in seleniti, trattando i due generi di composti con un eccesso di acido solforoso ed abbandonandoli all'aria; poichè anche in questo caso ottiensì il selenio che si depone in polvere rossa o bigia.

I seleniuri hanno l'aspetto metallico, o metalloideo; somigliano ai solfuri; e sono come questi *selenobasi* e *selenoacidi* atti a combinarsi fra loro formando *selenosali*.

Intorno allo studio di questa serie, a cagione della rarità del selenio, la scienza non è molto avanzata.

I seleniati si preparano ossidando i seleniuri col nitro, o coll'acido nitrico, e combinando l'acido ottenuto con le basi corrispondenti; i seleniti poi sono ottenuti direttamente coll'anidride seleniosa e cogli ossidi metallici: i seleniuri sono o naturali, od ottenuti con la unione diretta degli elementi; come praticasi pel solfo da unirsi coi metalli.

Serie del tellurio.

Il *tellurio* genera i *tellurati*, i *telluriti* ed i *telloruri*; i quali si distinguono dalle altre serie generiche per alquante particolarità interessanti, che han rapporto alla loro aggregazione molecolare.

I tellurati posti sul carbone ardente danno debole scoppio, non già deflagrazione, e si riducono in telloruri.

Riscaldati in vasi chiusi si fondono dapprima, poi diventano gialli o bruni; entrano in ebollizione, perdendo ossigeno e riducendosi in telluriti.

Calcinati col carbone ed un alcali, molti fra essi forniscono un materiale solubile nell'acqua con colore rosso vinoso.

Si distinguono, quando sono in soluzione, perchè producono un precipitato bianco coi sali solubili di barite, il quale diviene granuloso dopo qualche tempo, difficilmente cade in fondo del vase, e si discioglie negli acidi nitrico ed idroclicorico, onde non può confondersi coi solfati, il cui precipitato baritico è insolubile in questi liquidi. Non può scambiarsi coi seleniati, perchè questi bolliti con l'acido idroclicorico si cangiano in seleniti.

I tellurati alcalini hanno sapore metallico, sono solubili, gli alcalino-terrosi e terrosi meno solubili, insolubili i sali metallici, e somigliano ai borati.

TELLURITI. — Questi composti *passano allo stato di telloruri alla fiamma esterna della cannella, con un colorito verde di questa. L'acido idroclorico concentrato li scioglie colorandosi in giallo, e non isvolge cloro pel calore.*

Sono solubili i telluriti alcalini, i metallici lo sono meno; molti fra essi si fondono col calore e passano in modificazioni isomeriche, proprie all'acido telluroso anidro. I sali neutri sono incristallizzabili, e si ottengono per via umida; ma dopo il riscaldamento e la fusione cristallizzano agevolmente.

I *tellurati* e *telluriti* producono sali acidi; ossia più equivalenti di sali d'idrogeno, si combinano con un solo equivalente di sale metallico.

TELLORURI. — Sono scarsi in natura e costituiscono minerali rari. I telloruri metallici hanno l'aspetto dei solfuri. Si distinguono appunto *col riscaldarli in un tubo aperto ai due estremi; poichè si svolge un vapore bianco latteo di anidride tellurosa, il quale accumulato in un punto e fuso, passa in uno stato vetroso e mentisce l'aspetto di goccioline di acqua trasparenti.*

Vi ha dei *telloruri basici*, dei *telloruri acidi*, dei *telloruri salini*, che costituiscono i *tellurosali* di Berzelius i quali a rigore dovrebbero essere bibasici; ma tendono ad addensarsi a più equivalenti in un solo.

Nel regno minerale evvi altresì dei telloruri basici od acidi combinati coi solfuri o seleniuri acidi e basici, formando solfo-tellurati, e seleno-tellurati.

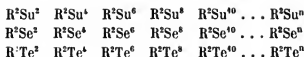
TELLURIO. — I processi per l'estrazione del tellurio consistono a trasformare un qualunque composto in tellurito d'acqua, od anidride tellurosa in soluzione acida, mischiarli con un eccesso di solfito alcalino, ed abbandonare la miscela a sè stessa; il tellurio precipita allora allo stato di polvere regolina. D'ordinario è il telloruro di bismuto che si calcina con carbonato di potassa, e la soluzione del materiale si espone all'aria dando il tellurio puro.

Composti tipici della famiglia dei metalloidi diatomici.

È noto che fra i composti in cui vi esiste l'ossigeno, il solfo, il selenio ed il tellurio, radicali diatomici, la più piccola unione di essi comincia con R^2O^2 ... Su^2 ... Se^2 ... Te^2 . Ma questi termini sono i primi della serie; perocchè O^2 può dare ancora O^4 , O^6 , O^8 O^n e generare i composti polisolfurati, poliossidati, poliseleniati ecc. Or se noi cominciamo una serie *isologa* orizzontale multipla



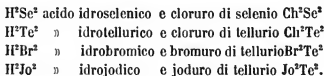
diventeranno omologhi i generi della linea verticale seguente



E tutti questi composti, essendo di per loro radicali poliatomici, possono *addensarsi* fra loro, o combinarsi con sè medesimi, perdendo una unità di atomicità (2) per ogni accumulo di materia. La legge dunque degli aggruppamenti saturi importa che il composto abbia sempre la stessa valentia come O^2 ed H^2 in virtù dell'atomicità scambievole che li aggrega. Così $2 \times 2 - 2 = 2$; $2 \times 3 - (2 \times 2) = 2$; $2 \times 6 - (2 \times 5) = 2$. Ben inteso però che il limite di questo accumulamento sta nella stabilità più o meno energica dell'equilibrio del sistema. Sapendo dunque che i corpi si combinano per la legge dei multipli (pag. 208 del vol. I^o) come B, B², B³, B⁴... Bⁿ e conoscendo che un radicale multiplo è diatomico, triatomico, allora il multiplo corrispondente deve stare con R^2O^2 od un multiplo di n (2); poco importi se tenga o no riempite interamente di tutti i suoi termini le serie omologhe.

In effetti per l'idrogeno abbiamo H^2O^2 acqua, l'acqua ossigenata sarà H^2O^4 ; ma è forse esaurita la serie? Probabilmente si dovrà un giorno scoprire H^2O^6 ed H^2O^8 od H^2O^{10} : i quali composti non sono stati scoperti per non essersi trovate le condizioni di equilibrio. Di fatto nella serie del cloro e del bromo vi ha Ch^2O^2 e Br^2O^2 ; vi ha Ch^2O^4 biossido di cloro e Ch^2O^6 l'anidride clorosa; e Jo^2O^{10} l'anidride jodica. Poi non vi ha l'anidride ossijodica Jo^2O^{14} mentre vi ha l'ossiclorica Ch^2O^{14} . Il completamento delle serie è certamente una bella fonte di ricerche per ogni giovine che voglia farsi conoscere come un chimico pensatore e ragionatore accurato.

Lo stesso è a dirsi pel solfo il quale pari all'ossigeno ha un proto ed un bisolfuro, cioè H^2Su^2 protosolfuro d'idrogeno, ed H^2Su^4 bisolfuro, Ch^2Su^2 protocloruro di zolfo e Ch^4Su^2 bicloruro. Mentre poi il selenio ed il tellurio hanuo semplicemente



Questa considerazione della bivalenza non è nemmeno assoluta, ma di una qualche utilità per l'analogia; perocchè non mancano casi in cui gli stessi radicali possono considerarsi come tetravalenti. Così Ch^4Su^2 , Ch^4Te^2 , Ch^4Se e Ag^4O^2 . Mentre lo stesso zolfo, se-

lenio e tellurio con l'ossigeno diventa Su^2O^6 , Se^2O^6 , Te^2O^6 ; ovvero si dimostra triatomico nelle sue anidridi.

Tali considerazioni le abbiamo fatte affinché il giovane cominci ad esercitarsi a ragionare sulle speculazioni ideologiche della scienza.

Serie del fluoro.

La serie del fluoro comprende i semplici *fluoruri* in combinazione con l'acido fluoridrico, nei così detti *idrofluati di fluoruri*, in cui i primi costituiscono i composti basici, il secondo l'acido della serie. È vi inoltre dei composti derivati, di composizione analoga agl'idrofluati di fluoruri in cui una parte dell'idrogeno vien rimpiazzata da un altro metalloide.

I fluoruri semplici e doppi si scompongono con l'azione dell'acido solforico concentrato svolgendo acido idrofluorico, riconoscibile, perchè intacca il vetro ed ogni corpo che tiene silice. I composti di fluoro e metalli solubili, precipitano in bianco i sali solubili di argento ed il precipitato si scioglie nell'acqua; il quale posto alla punta di un tubo ricurvo, e spintovi il dardifiamma, quando un poco di umido inficia la pastina fa svolgere acido idrofluorico che intacca il vetro.

I fluoruri FIM sono sempre basici rispetto all'acido FIH specie idrica del genere: quelli poi M^2FI^3 , MFI^3 , sono a funzione acida e monomia.

Vi ha inoltre degli *ossifluoruri*, cioè l'unione di un fluoruro ed un ossido, nei composti $3FIH + BoO^3$ acido fluoborico; ed acido idrofluocromico $3FIH + CrO^3$?

Come derivati vi sono gli acidi complessi acido idrofluoborico e acido idrofluosilicico $3FIH$, SiO^3 , che possono dare le specie metalliche corrispondenti, di cui si conoscono pochi composti. I fluoruri si preparano cogli ossidi speciali e l'acido fluoridrico; la reazione produce acqua e fluoruro: cioè FIH , $MO = FIM$, HO . Quelli che sono volatili si ottengono agevolmente, meschiando ossido metallico e fluorina polverata ($FIca$) ponendo la polvere in un apparecchio distillatorio, e meschiandovi acido solforico puro. Col riscaldamento, si svolge il fluoruro metallico fluido, che si condensa e raccoglie. Il *fluoro* non si è isolato.

Serie del cloro.

Nella serie del cloro è vi molti generi a considerare, che hanno una importanza non comune, cioè i *clorati*, i *perclorati*, i *cloriti*, gli *ipocloriti*, i *cloruri* ed il *cloro*: di cui occorre fare esatto esame per determinarli essendo importante la serie.

I CLORATI sono riconoscibili perchè, col riscaldamento producono ossigeno e lasciano un cloruro per residuo.

Essi sono poco solubili a freddo, più solubili nell'acqua bollente, e la soluzione non precipita il nitrato di argento.

Il carattere più marcato ed esclusivo per questi composti consiste, nel colorirsi con un eccesso di acido solforico in giallo arancio, svolgendo un gas giallo di odore forte, non disgustoso e detonante, di anidride ipoclorica.

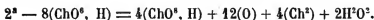
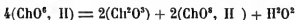
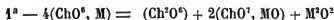
I clorati metallici perdono alcune volte il cloro e l'ossigeno col riscaldamento, dando un ossidocloruro. Sono tutti monobasici o monometallici.

I clorati sono per la più parte neutri, e si rappresentano con ChO^5 , MO ovvero con ChO^6 , M.

Si preparano tutti per doppia sostituzione col clorato di potassa, che si ottiene facendo operare il cloro in una soluzione concentrata di potassa, il quale vi genera cloruro solubile e clorato insolubile; o col clorato di barite per doppia sostituzione. (V. parte II. pag. 10).

PERCLORATI. — Sono i perclorati prodotti dai clorati per l'influenza del riscaldamento, i quali si trasformano prima in ossiclorati, cloruri ed ossigeno; poi in cloruri: la loro composizione è ChO^7 , MO; oppure ChO^8 , M.

Siffatta decomposizione può ricevere due interpretazioni diverse.



Quest' acido perclorico si combina cogli alcali e dà perclorati, ma l'acido è più stabile del clorico, può distillarsi a 220° , e dà vari idrati, qualcheduno volatile e cristallino.

Sono caratterizzati dal non alterare l'acido solforico e non colorarlo. Inoltre dalla loro stabilità in resistere all'azione dell'acido solforico che fornisce l'acido perclorico in soluzione sciropposa. Anche i perclorati sono insolubili, o pochissimo solubili, e riscaldati svolgono ossigeno con facilità. Ottimo metodo per preparare questo metalloide a bassa temperatura.

IPOCLORITI. — Siffatti composti sono conosciuti sotto il nome di cloruri decoloranti; perchè distruggono le materie organiche come il cloro, e quindi i colori vegetali. Siffatti generi hanno poca stabilità, e sotto l'influenza della luce del sole, o del riscaldamento protratto, si trasformano in clorato, clorito e cloruro: in effetti $5(\text{ChO}, \text{MO}) = \text{ChO}^5, \text{MO} + \text{Ch}^3\text{M}^3 + \text{ChO}^3, \text{MO}.$

Sono caratterizzati dall'odore di cloro che mandano all'aria, e dal precipitare i biossidi di manganese e di piombo, dalle soluzioni di proto-sali rispettivi.

Si preparano gl'ipocloriti sia coll'anidride ipoclorica ed un ossido, sia col cloro che opera sulle soluzioni d'idrati metallici diluiti. (Vedi parte II. pag. 10).

CLORURI. — Importantissima serie di composti sono questi generi salini, appartenenti ai sali aloidi di *Berzelius*. I rapporti di composizione di tali corpi sono gli stessi di quelli degli ossidi: e si può dire, meno pochissime eccezioni, che quanti ossidi esistono per una serie di elementi, tanti cloruri corrispondenti vi sono.

I principali tipi dunque sono :

M^2Ch	sottocloruri
$M Ch$	monocloruri
M^2Ch^3	sesquicloruri
$M Ch^2$	bicloruri
$M Ch^3$	tricloruri
$M Ch^5$	pentacloruri

che si possono formulare anche addoppiando le loro formole.

Di questi, i monocloruri sono sempre *basici* e *binomii*, i sottocloruri *basici* o *singolari* quando sono a specie metallica: quelli che hanno funzione identica agli ossidi sono i cloruri a radicali metalloidei: i sesquicloruri ora si presentano basici ed ora basigeni: tutti gli altri sono *monomii* ed acidi ai reagenti.

Tutti i cloruri possono associarsi in vari rapporti con la specie idrica ChH e produrre dei sali, detti *aloidi acidi*: come

ChH , $M Ch$	idrociorati di cloruri
$3ChH$, M^2Ch^3	» di sesquicloruri.

Possono inoltre combinarsi insieme i cloruri basici con i basigeni e generare cloruri doppi; o meglio generano *clorosali*, capaci di cristallizzare, ed offrire reazioni omologhe alle reazioni degli ossidi salini corrispondenti.

Sono caratteri distintivi di questi sali il *sapore* e la *solubilità nell'acqua*; essendo insolubili soltanto il sottocloruro di mercurio ed il protocloruro di argento. È caratteristica la *facilità con cui scompaiono i sali solubili di argento, producendo un precipitato bianco caseoso insolubile anche negli acidi, solubile nell'ammoniaca, ed alterabile alla luce per coloramento violetto, che divien di mano in mano fosco e poi nero.*

Il precipitato bianco dei protosali di mercurio in contatto dei

cloruri è ancora caratteristico : come la produzione dell'acido cloroazotico, che scolora l'indaco e scioglie l'oro, quando sono trattati con l'acido nitrico concentrato.

L'azione dell'acido solforico che svolge acido cloridrico, e quella dei biossidi e dell'acido solforico che genera cloro, è anche distintiva di questi composti.

Al fuoco i cloruri non si scompongono; distillati si volatilizzano quasi tutti a diverse temperature, nè si scompongono al fuoco quando sono misti a polvere di carbone.

Si preparano i cloruri con vari metodi.

1°. Col metodo diretto, riscaldando cloro e l'altro elemento.

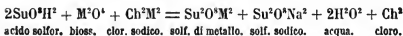
2°. Trattando un ossido con l'acido idroclorico, formandosi acqua ed un cloruro.

3°. Per doppia sostituzione in via umida, e per identico fenomeno per via secca, nella quale operazione si trae profitto dalla volatilità di uno dei cloruri volatili.

4°. Togliendo l'ossigeno ai clorati e perclorati.

5°. Trattando un ossido misto a carbone al calor rosso, sotto l'influenza di una corrente di cloro, poichè il carbone disossida il radicale metallico, ed il cloro vi si combina allo stato nascente.

Cloro. — Per ottenere il cloro da questa serie, si trattano i cloruri alcalini con un biossido e l'acido solforico ordinario; nella quale reazione si genera un solfato alcalino, un altro del metallo biossidato scomposto, acqua e cloro. In effetti



Serie del bromo.

Nella serie del bromo non èvvi a considerare altro che i *bromati* ed i *bromuri*, quindi il *bromo*.

I **BROMATI** somigliano ai clorati corrispondenti coi quali sono isomorfi. Anche questi riscaldati svolgono ossigeno, e lasciano un bromuro: ma se il bromato non è alcalino, ed è nella serie metallica propriamente detta, dopo la decomposizione del bromato, anche il bromuro si scompone con perdita di bromo in vapori giallo-aranci; in ciò distinguonsi i bromati dai clorati.

Trattando un bromato con l'acido solforico in eccesso, anche diluito, vi ha scomposizione con eliminazione di ossigeno e di bromo, e formazione di un solfato.

I bromati neutri hanno per formola: BrO^5 , OM; ovvero BrO^6M .

I **BROMURI** sono isomorfi ai cloruri, e con questi combinabili. Tutto ciò che abbiain detto pei cloruri vale pei bromuri; cioè composizione, funzione e metodo di preparazione. E fra questi è da

prescegliersi il metodo di scomporre l'idrato di ossido in soluzione concentrata col bromo liquido. In quest'azione si produce un bromato ed un bromuro, che mercè l'insolubilità del primo nella soluzione del secondo, si può preparare quello. Che se poi si vuole il solo bromuro, allora il bromato si scompone e si lascia trasformare in bromuro per l'azione del calore.

Si riconoscono i bromuri, facendoli agire con l'acido solforico, poichè svolgesi acido idrobromico e bromo, il quale in contatto dell'etere si scioglie in questo liquido e lo colora in giallo galleggiando sulla massa.

Se, in vece di questa reazione, si trattano i bromuri col cloro, tutti sono decomposti con evoluzione di bromo libero.

Anche un sale solubile d'argento è precipitato da un bromuro in bianco gialletto, poco o niente solubile nell'acqua, e pochissimo alterabile alla luce: questo trattato con un poco di acido solforico e coll'etere, dà il bromo libero.

Inoltre tutti i bromuri, ad eccezione di quello di argento e di mercurio, sono decomposti dall'acido nitrico, che mette il bromo in libertà, il quale colora l'amido cotto in giallo arancio.

BROMO. — Il radicale della serie si ottiene facilmente con l'ultima reazione. Cioè scomposto un bromuro in contatto dell'etere, questo scioglie il bromo e galleggia nel liquido di reazione. Decantando l'etere, e raccogliendo il vapore di bromo in apposita stortina, il bromo si ottiene libero.

La benzina scioglie il bromo colorandosi in giallo, se il radicale è in poca quantità; in arancio, se la quantità è maggiore; ed in rossigno, se la quantità cresce ancora: analogo trattamento, in presenza del bisolfuro di carbonio, dà lo stesso prodotto. *

Serie del Jodo.

La serie del jodo comprende i seguenti generi, cioè *jodati*, *perjodati*, *ipojodati*, *joduri*, *jodo*.

JODATI. — I composti di questo nome sono isomorfi con i clorati e bromati: all'azione del fuoco alcuni svolgono semplicemente ossigeno e lasciano joduro; altri perdono l'ossigeno ed il jodo e lasciano l'ossido basico per residuo.

Si distinguono inoltre i jodati, perchè *sciolti nell'acqua e posti in contatto dell'acido solforoso, producono un solfato e jodo libero: reazione che se si esegue in presenza del solfuro di carbonio, questo scioglie il jodo e si colora in bel violetto*, essendo sensibilissimo reagente per isolare e concentrare piccole tracce di jodo.

Un jodato decomposto con l'acido jodidrico, o con un joduro

in soluzione acida, produce acqua joduro metallico, e jodo libero. Di vero, la reazione può formolarsi così :



La decomposizione dei jodati è alquanto diversa dai clorati. Il professore *Millon*, ha scoperto che vi ha più specie di composti di acido jodico ed ossidi metallici: nei quali gli ossidi entrano in combinazione con un solo equivalente di acido, per gruppi di molecole: o due equivalenti di acido come un gruppo unico, si uniscono con aggruppamenti basici multipli. Per siffatto studio il valentissimo nostro maestro, emise l'idea degli acidi e delle basi poliatomiche, e nei jodati trovò i seguenti composti:

$\text{JoO}^5, \text{CaO}, \text{II O}$	jodato a base biatomica
$\text{JoO}^5, \text{CaO}, \text{H}^4\text{O}^4$	» » pentatomica
$\text{JoO}^5, 3\text{CaO}$	» » triatomica
$\text{JoO}^5, 6\text{CaO}$	» » exatomica
$3\text{JoO}^5, 3\text{MgO}$	» ad acido e base poliatomica.

Siffatti composti ci autorizzano ad ammettere più tipi di combinazioni che sono costituiti in modo da far credere esser l'acido jodico un acido polibasico e polimerico.

$\text{JoO}^5, 2\text{MO}$	Jodato neutro a base biatomica
$\text{JoO}^5, 3\text{MO}$	» » triatomica
$\text{JoO}^5, 4\text{MO}$	» » tetratomica
$\text{JoO}^5, 5\text{MO} ?$	» » pentatomica
$\text{JoO}^5, 6\text{MO}$	» » exatomica
$2\text{JoO}^5, 3\text{MO}$	Jodato neutro poliacido e polibasico
$3\text{JoO}^5, 5\text{MO}$	» idem.

Si ottengono i jodati con mezzi diversi.

1°. Trattando l'acido jodico con le basi direttamente o con un loro carbonato.

2°. Decomponendo il clorato di potassa, con acqua, jodo, ed un poco d'acido nitrico; quindi precipitando il liquido caldo con l'equivalente di cloruro di bario corrispondente al jodo adoperato: ottenuto il jodato di barite, decomporlo col solfato della base di cui si vuole il jodato.

3°. Facendo bollire un alcali e gittandovi del jodo; poichè si produce prima ipoiodato di questo, e poi jodato e joduro.

PERJODATI O IPERIODATI. — *Si riconoscono al precipitato di ar-*

gento che è giallo: il quale coll'acqua bollente si colora in rosso. Al fuoco svolgono ossigeno, si convertono prima in joduro, poi si scompongono parzialmente.

I perjodati sono solubili od insolubili nell'acqua; tutti poi si dissolvono nell'acido nitrico anche diluito.

Questa classe di composti è poco studiata, e quei che si conoscono si preparano col solo metodo di far gorgogliare il cloro in una soluzione di jodato alcalino con alcali caustici; il quale si converte in cloruro, acido idroclorico e perjodato. Così :

JoO^6, Na	jodato di soda
HO^3, Na	soda caustica e
Ch, Ch	cloro, forniscono :
Ch, H	acido cloridrico
Ch, Na	cloruro sodico e
JoO^6, Na	perjodato sodico

IPOJODATI. — Sono poco stabili. *Millon* ha isolato l'anidride ipo-jodica JoO^4 , ma questa allorchè si ottiene gittando il jodo nella soda caustica a freddo, si produce e scompone in joduro e jodato. In guisa che

$6(\text{NaO}^3\text{H})$	soda caustica e
Jo^6	jodo, danno: sei equivalenti di acqua
$5(\text{JoNa})$	joduro di sodio e
JoO^6Na	jodato: passando per l'acido ipo-jodico.

JODURI. — Sono i joduri suscettivi delle medesime funzioni dei cloruri. In effetti i joduri alcalini si combinano con i joduri metallici e formano dei *jodosati* impropriamente chiamati *joduri doppi*. Si uniscono inoltre con l'acido idrojodico stesso, e generano i joduri acidi, considerati ancora come *joduri doppi*. E di vero i tipi sono :

JoM, MJo	joduri salini
JoM, HJo	idrojodati di joduri.

I joduri semplici poi somigliano, per le funzioni ai cloruri corrispondenti.

CARATTERI DEL GENERE. — I joduri alcalini sono incolori, i metallici sono colorati. Tranne i joduri di oro e di platino, che perdono jodo, tutti resistono ad un calore rosso, e si volatilizzano ancora, senza decomporli. Hanno inoltre molta tendenza a cristallizzare; sono solubili nell'alcoole, ed insolubili nell'acqua, eccetto i

joduri alcalini ; si disciolgono poi nelle soluzioni di cloruri e joduri di potassio e di sodio.

Si distinguono per la via umida, perchè trattati con l'acido solforico mettono il jodo in libertà; e perchè, ridotti in joduri alcalini, o solubili, decompongonsi col nitrato di argento, producendo un precipitato color paglia, pochissimo solubile nell'ammoniaca liquida.

Decomposti con l'acetato di piombo, o col nitrato di questo metallo, danno un precipitato giallo solubile nell'acqua bollente, e cristallizzabile col raffreddamento.

I joduri solubili precipitano il sublimato in giallo, che si arrossa con l'agitazione: e danno un precipitato verde, che si fa bruno all'aria, quando si scompongono col nitrato mercurioso.

Il carattere esclusivo dei joduri neutri solubili è la reazione che danno con un mescolglio di solfato di rame e solfato di ferro; poichè nel contatto generasi un precipitato biancastro di joduro rameoso, e la soluzione si fa bruna pel jodo libero, e allora la salda di amido in azzurro violetto.

L'acqua di cloro e di bromo scompone i joduri, rendendo libero il jodo : se la reazione si fa in presenza del solfuro di carbonio, questo si colora in bel rosso violetto.

Da ultimo trattando ogni joduro con acido solforico ed un biossido ajutato dal calore, si svolgono vapori rutilanti violetti di jodo fluido, che può raccogliersi cristallizzato col raffreddamento.

I joduri in piccole quantità si scovrono con l'amido posto nella soluzione da esplorarsi, alla quale si aggiunge l'acqua di cloro o di bromo a goccioline, l'acido solforico, il nitrico, od un poco di acqua ossigenata: un coloramento più o meno intenso in violetto, o azzurro dell'amido, rivela la presenza di un joduro in quantità piccolissima.

Anche per la via secca è sensibilissima la reazione di porre in un tubolino chiuso un joduro secco, con poco sublimato corrosivo in polvere, quindi si tira il tubo strozzandolo all'altro estremo in forma capillare. Riscaldando il mescolglio si svolge joduro mercurico in vapore rosso distinto. I jodati possono con questa reazione manifestare il jodo in quantità piccolissime.

PREPARAZIONE. — I joduri alcalini si trovano naturalmente nelle ceneri di alcune piante marine, nelle spugne, ed in moltissimi generi di piante palustri e littorali. Da questi si ottiene il jodo. Col jodo poi facilmente si genera il joduro di potassio o di sodio, mettendo in ebollizione una quantità nota di carbonato o d'idrato potassico sodico, e gittandovi a riprese un poco più di una equivalente quantità di jodo. Questo scomparisce producendo un jodato ed un joduro: tirando a secchezza, e calcinando leggermente il residuo il jodato svolge ossigeno e passa a joduro: riprendendo il ma-

teriale con alcoole, questo scioglie il solo joduro che si può ottenere cristallizzato.

Col joduro di potassio e le altre soluzioni metalliche si preparano i joduri per doppia scomposizione.

JODO. — Il jodo preparasi esclusivamente con la decomposizione dei joduri alcalini ricavati dalle ceneri delle piante marine. Nel commercio è vii un materiale conosciuto sotto il nome di *soda o potassa di vareck*, la quale disciolta nell' acqua, sottoposta a ripetute cristallizzazioni per sceverarla dai carbonati e cloruri, lascia un'acqua madre. Questa scomposta con perossido di manganese ed acido solforico in appositi apparecchi di distillazione, mette il jodo in libertà; e lo si ottiene cristallizzato in isquame, che sono ammassi di cristalli aghiformi aggregati insieme. Così vengono in commercio, ed è il jodo bruto, che bisogna lavarlo e sublimarlo di nuovo per ottenerlo puro.

Serie del nitrogeno.

Nella serie dell'azoto è vii due ordini di composti a considerare, il primo riguarda i così detti composti *ammoniacali*: il secondo i composti ordinari delle altre serie cioè: *nitrati*, *nitriti*, con le anidridi *iponitrica* ed *iponitrosa*.

La eccezione che presenta questa serie sta appunto nel fatto importante dell' azoto, che non entra in modo diretto in combinazione, se non se con pochi corpi, cioè con Si e Ti: in guisa che tutti i composti nitrici, derivano agevolmente dalla molecola NH^3 , come l' unica molecola che il chimico può avere a sua disposizione per trasformarla in altri composti: in effetti l' acido nitrico si può ottenere con l'ossidazione dell'ammoniaca, ma non con altro modo: e la natura pare che appunto di questo metodo si serva per fornirci il nitro greggio.

NITRURO D'IDROGENO, E NITRURI METALLICI. — Il corpo dunque NH^3 * detto *gas ammoniacale*, *gas ammoniaco*, è il prodotto di tutte le sostanze azotate organiche che soggiacciono all'alterazione pel fuoco, o per la putrefazione naturale. Questo corpo, che sarà descritto in particolare alla individuazione delle specie, è il tipo di tutti gli altri nitruri semplici, e composti.

Il *nitruro d' idrogeno* non è alterabile col calore, tutti gli altri

* Bisogna ricordi l' allievo che questa formola esprime quattro volumi, od una doppia molecola di acqua: e per farla significare un volume identico agli altri composti, o bisognerebbe dividerla per due, o sapervi considerare $N = 7$; ed $H = 6,25$; il che noi facciamo per non alterare il rapporto simbolico del composto, così essendo formulato in tutte le opere.

nitruri sono decomponibili per esso, e taluni altri risolvonsi nei componenti con esplosione violenta. *Questi composti sono monomii, cioè non soggiacciono alla doppia sostituzione. Combinansi con gl'idracidi, l'ammoniaca forma dei sali, detti ammoniacali, per analogia coi sali di KaO e $ChNa$; altri si decompongono senza salificarsi.*

Il carattere distintivo dei nitruri, si è quello di dare l'azoto, o l'ammoniaca, quando vengono riscaldati ed umettati (poichè $NM^3 + 3HO = NH^3 + 3MO$) ed un ossido salificabile: od il metallo puro ed il nitrogeno ($NM^3 = N + M^3$).

Supponendo l'ammoniaca come se risultasse dalla formola $\begin{matrix} H \\ H \\ H \end{matrix} \left. \begin{matrix} \\ \\ \\ \end{matrix} \right\} N$

abbiamo, che in varie circostanze un radicale semplice metallico od un radicale composto si sostituisce parzialmente all'idrogeno dell' NH^3 : allora si hanno le ammoniache complesse, o gli amiduri cioè:

NH^2M = amiduri metallici

$NH M^2$ = imiduri metallici

NMM^3 = nitruri metallici.

(per le ammoniache composte vedi pag. 260 vol. I°) *.

Evvi ancora un'altra serie di composti in cui l'idrogeno del gas

* Diamo qui la nota del *Napoli* sull'ammoniaca artificiale perchè da essa si ha qualche volta anche il nitro.

Una osservazione molto antica da me fatta sui pezzi di carbone conservati da più anni ad uso dei saggi al *dardifiamma*; cioè quella, che riscaldati i carboni da un estremo per alquanto tempo svolgono gas ammoniacale sensibilissimo, diede una nuova direzione alle mie ricerche, volgendo il pensiero alla genesi dell'ammoniaca in principale scopo, senza escludere le osservazioni che si poteano fare sulla produzione dell'acido nitroso e nitrico. E senza venir numerando tutte le pratiche usate all'obbietto dirò: che con le precauzioni consigliate dalla scienza mi fu dato fermare *esser proprietà del carbone di legno dolce umettato e lasciato per molto tempo all'aria libera* (od all'aria rinnovata) *ed esente di ammoniaca, di produrre e condensare nei suoi pori questo gas alcalino*, il quale si svolge schietto, o sotto forma di carbonato, dietro un riscaldamento sufficiente. E fu col carbone di sostanze animali che dovetti studiare i limiti della temperatura utile, perchè l'acqua e l'aria passando su quelle, producesse ammoniaca e non cianuri: essendo risaputo che ad alta temperatura il carbone scompone l'acqua e produce segnatamente cianidrato d'ammoniaca, idrogeno, ed ossidi di carbonio. Trovai perciò che la temperatura di 600° a 700° era la più conveniente quando il carbone dovea farsi attraversare dall'aria e dall'acqua per dare l'ammoniaca. Così dopo aver multipli-

ammoniaco è parzialmente, o totalmente sostituito dai corpi alogeni: i risultanti composti sono monomii ed esplosivi. Così :

NCh^3 nitruro clorico = cloruro di azoto

NHJo^2 nitruro-idro-jodico = joduro d'azoto.

I metodi di preparazione di questi corpi sono semplici. Ottenu-

cato gli sperimenti per più tempo, sotto il punto di vista industriale, l'ammoniaca prodotta non equiparava la spesa del combustibile e dell'uso degli apparati di ferro e di argilla, con la mano d'opera necessaria alla sua produzione.

Era quasi nel punto di desistere dalla ricerca, quando mi venne in pensiero di adoperare un miscuglio di carbone e di solfato alcalino; opinando, che la riduzione del solfato in solfuro, e l'azione dell'idrogeno solforato, nascendo dall'acqua e dall'aria in contatto del carbone, e forse anche per l'influenza dell'acido solforoso, con l'appropriarsi l'ossigeno dell'aria, fossero le condizioni che in concomitanza producessero il miglior risultamento. Con siffatto scopo cominciai un second'ordine di ricerche, le quali risultarono il dì 12 febbrajo 1864 un vero trovato.

Adunque quando si calcinano in crogiuoli di ferro tre parti di carbone di legno ed una parte di solfato di potassa puro, fino a che dal miscuglio più non si emanano fiammelle giallo-violacee, poi si raffredda il crogiuolo coperto al rosso morente, allora se si fa pervenire nel vase una corrente di aria per uno o due minuti, poi vi si spruzza in opposto verso dell'acqua, si svolge un torrente di ammoniaca, che può raccogliersi e salificarsi in un apparato conveniente a ricevere gas; e combinarla con acidi ed acqua.

Il gas ammoniaco porta alquanto di solfuro ammonico, e contiene tracce di carbonato, la totalità essendo caustico e schietto.

Il carbone che ha dato il primo prodotto abbandonato nel vase in modo che resti esposto all'umido ed all'aria per 24 ore, se dopo si polverizza ed umetta, esso riscalda successivamente, e risale a calore molto elevato: ma se si umetta di nuovo, prima di raggiungere un 50 o 60 gradi e lo si ripone ad un calore sufficiente, ottiensì una nuova quantità di ammoniaca, cioè circa $\frac{2}{3}$ di quella ottenuta la prima volta.

Se dopo aver subito questa seconda operazione, si riscalda il carbone nuovamente come fu fatto nel primo modo, l'azione dell'aria e dell'acqua svolge una nuova quantità di gas ammonico. Talchè una sola proporzione di solfato di potassa e tre di carbone, possono esporsi a 5 o 6 calcinazioni consecutive, ed altrettante operazioni seconde, ed esse danno una copia di ammoniaca che supera le spese ed offre un certo guadagno in calcolo industriale. Gli sperimenti nel corso del passato anno sono stati praticati sopra 4 o 5 cantaja di materiali per volta, e non sono un fatto di laboratorio chimico, ma di stabilimento industriale. Ciò non pertanto i saggi possono continuarsi e forse fra non molto figurerà nel numero delle industrie la *produzione dell'ammoniaca in modo artificiale*. Ma fino a quando ciò

to il gas ammoniaco disciolto nell'acqua, sotto forma di *ammoniaca liquida* dei farmacisti, e postola in contatto col jodo, dopo 24 ore trovasi il jodo trasformato nel composto NHJo^2 . Il gas ammoniacco secco, sotto l'influenza del cloro, forniscono il corpo NCh^2 ; corpo pericolosissimo a preparare, perchè detona ad ogni piccola vibrazione dei vasi in cui si contiene.

Secondo *Schrötter*, facendo riscaldare gli ossidi metallici, otte-

potrà effettuarsi da me solo, o con mezzi limitati, mi piace che uomini meglio disposti e collocati nei centri industriali diensi opera per applicare il fatto scientifico di somma importanza, e ne cavino tutto il profitto. Con siffatto scopo mi limito ad indicare alquanto condizioni indispensabili alla buona riuscita del processo, ed a non insistere sulla teoria necessaria alla interpetrazione del modo di essere delle materie producenti ammoniaca per l'influenza dell'acqua e dell'aria sul solfuro di potassio in contatto di un eccesso di carbone. Supponendo che prima di me alcun chimico siasi levato contra le affinità, ed avesse stampato, che questa è la relazione elettro-chimica degli elementi, lungi dall'esser cagione sono effetti delle chimiche metamorfosi, le quali dipendono dal giuoco delle condizioni esteriori naturali o procurate, (Istituzione di Chimica elementare, parte prima, pag. 140 e 201 a 204, Napoli 1851) spetta a me nel caso in parola, di sostenere che molte condizioni speciali e speciose concorrono alla produzione dell'ammoniaca artificiale e che intorno ad esse conviene investigare: perocchè servendo tali condizioni di guida, numerose esperienze analoghe si potranno immaginar di seguito, sulle quali poi una acuta e prolungata investigazione logica sarà capace di rilevare le cagioni immediate della chimica metamorfosi in disamina. Mi sia quindi permesso, per agevolare la via alla produzione del fatto, di notare talune di queste importanti condizioni, e di rimettere allo studio della produzione in grande, le investigazioni teoretiche relative ad un fatto fecondo ed importante.

In primo luogo, circa la specie di carbone da prescegliere fo notare, che il carbone di legno leggero è il più valido, poi il carbone di olmo, di quercia, di ontano, quindi vengono i miscugli di carbon di legno e carbon fossile polverizzati in miscela col solfato alcalino. In generale quel carbone che meno si addensa e contrae nell'azione di tramutare il solfato in solfuro è il più opportuno.

Rispetto poi alla qualità e quantità di solfato egli è necessario sapere, che la proporzione di uno di queste per tre in peso di carbone pare la più acconcia: ma questa proporzione sopporta cangiamenti secondo la natura del carbone che s'adopera e del calore che decompone il solfato: egli è duopo accrescerla pei carboni duri, scemarla pei carboni leggeri. Non è rigorosamente imposto l'adoperare solfato puro di potassa; ma le diverse specie di solfati commerciali di potassa e di soda, che si hanno per un prezzo venale, e son prodotti secondarii di altre operazioni, possono servire eziandio. Convien soltanto che l'operatore sappia proporzionare il solfa-

nuti per via umida in una corrente di gas ammoniacco secco, si produce acqua ed un azoturo metallico: $\text{NH}^3 + 3\text{MO} = \text{NM}^3 + 3\text{HO}$.

Secondo poi la natura degli ossidi, vi ha dei casi in cui con un azoturo resta combinata una quantità di ossido, in una molecola *anomala* e complessa.

Altre *ammonimetalliche* combinazioni, si preparano coi cloruri metallici ed il *gas ammoniacco acquoso od anidro*, o collo stesso cloruro ammonico. In effetti Ch^2Pt in contatto di $\text{ChH} + \text{NH}^3$ produce NH^3Pt , ChH che per doppia sostituzione si trasforma in nitrato del radicale NH^3Pt , e poscia in NH^3Pt , HO idrato di NH^3Pt , pari all'ammoniaca acquosa NH^3 , HO .

to che tiene col carbone che costa meno, e procacciarsi un carbone con solfuro atto a generare la più grande quantità di ammoniaca.

Non raccomando il solfato di soda commerciale, che in caso di mancanza di altro; essendo debole il risultamento in ammoniaca che proviene dall'uso suo. Il solfato di calce, e quello di piombo, il solfato e solfuro di ferro non han prodotto buono effetto. Il solfato di barite e la celestina non fu sperimentato ancora.

L'energia del calore necessario alla riduzione del solfato; ossia la condotta dell'operazione che prepara il carbone per la produzione dell'ammoniaca, debb' essere regolata con prudenza, onde non sia troppo debole, o pecchi per gagliardia. L'esperienza ha suggerito un calor rosso-arancio se si prepara il materiale in forni, e rosso-cilieggia se preparasi in cilindri di ferro fuso, ovvero di argilla refrattaria. Ma in ciò anche la pratica ammaestrerà più acconciamente l'operatore.

La più difficile delle condizioni ad effettuarsi si è quando debba esporsi il solfuro-carbonoso all'azione dell'aria e dell'acqua per produrre l'ammoniaca. Il determinare la quantità di aria che deve investire il carbone per poco tempo, e la copia di acqua che vi dee affluire dopo, mista essa pure a novell'aria per fornire un massimo di ammoniaca, l'è cosa di non picciol momento; ma che con un po' di pazienza si determina per agevole pratica. I precipui dati che meglio rispondono alla esperienza sono: l'aria deve passare sul solfuro con una pressione di 2 a 5 centimetri di mercurio, e l'acqua allo stato di liquido polveroso, cioè spruzzata in modo di nebbia spessa, o di filetti liquidi sottilissimi; cosa facile ad ottenersi con una pompa armata di un particolare boccaglio. L'acqua in vapore ad 1 o 2 atmosfere di tensione impedisce affatto o minora immensamente il prodotto ammoniacale. Dalle sperienze fatte sarei quasi per credere, che l'acqua fredda decomponibile con facilità intervenendo nella massa porosa del solfuro carbonifero possa generare un ritmo d'azioni, che facilita la produzione dell'azoturo d'idrogeno. Per siffatta ragione il condensamento dell'ammoniaca deve e può farsi, sia per aspirazione, sia per spostamento, ed in apparecchio assorbente ricoverto, per alterare il meno che si può la pressione indicata.

E qui mi arresto di scendere a più minuti particolari, non potendo per ora andar oltre.

In questi ultimi tempi sonosi scoperti altri corpi in cui tutti i metalli della famiglia del platino non escluso l'osmio generano basi *nitrometalliche*: ma di ciò sarà parola nel volume seguente.

Nello stesso caso si trovano lo stagno, l'argento, l'oro, il mercurio, lo zinco; pei quali in serie intere di composti si è astretti a considerarvi l'ammoniaca metallica; cioè un azoturo idrico, con una parte del suo idrogeno sostituito da questi metalli.

NITRATI. — I nitrati fino a pochi anni fa erano il prodotto di un processo naturale di nitrificazione; e si trovavano minerali uno dei quattro o cinque nitrati, o più di essi uniti, cioè nitrato potassico, sodico, calcico, magnesico, ammonico, dai quali poi si ottenevano i nitrati di potassa o di soda, tipi e fonte di tutti gli altri nitrati. La scoperta dell'ossigeno nascente, fornisce il modo diretto di ottenere un nitrato ossidando l'ammoniaca: anzi siccome la nitrificazione, detta artificiale, è il prodotto della ossidazione lenta dell'ammoniaca che si svolge dalla putrefazione delle sostanze organiche all'aria, si può ritenere come unica la fonte dell'acido nitrico; cioè, l'ossidazione della molecola NH^3 , che si trasforma in presenza di O^2 in NO^6M , H^3O^2 .

Il *Millon* che ha studiato la nitrificazione in Algeria, nota che la formazione del nitro si trova sotto la dipendenza del terriccio delle sostanze organiche scomposte: che l'acido umico estratto dal carbone di legno, di zucchero ec.: può dare nitro. *Boussingault* è dello stesso avviso per la nitrificazione agli strati dell'Equatore. *Napoli* ha constatato che il tabacco in grossa rasatura putrefatto all'aria è una ricca sorgente di nitro purissimo: e che ne danno i legni tutti in putrefazione e le immondezze.

I nitrati dunque non si ottengono per via diretta.

Questi sali risultano dalla unione dell'*anidride nitrica* NO^5 con gli ossidi metallici: hanno una composizione semplice, e subiscono tutti la doppia sostituzione salina. Il corpo NO^5 anidride nitrica è monomio: da esso produconsi le altre *anidridi* NO^6 ; NO^3 ? NO^2 ; ed NO .

Le formole generali dei nitrati sono:

NO^5 , MO nitrato di protossido

NO^5 , $(MO)^3$ nitrati tribasici

NO^5 , $(MO)^6$ nitrati sexibasici.

Questo genere non forma sali acidi, deecomposti con Su^2O^6 , $2HO$; o PhO^5 , HO tutti forniscono l'acido nitrico puro NO^5 , HO .

CARATTERI DEL GENERE. — I nitrati sono tutti solubili nell'acqua e nell'alcoole: tranne il nitrato di strontio e di litio, il primo affatto insolubile, meno insolubile il secondo. Questo carattere è utilissimo nelle analisi; quelli a basi poliatomiche lo sono meno.

Esposti all'azione del fuoco, i nitrati acquosi si fondono nella loro acqua, gli anidri si fondono prima, o si scompongono in ossigeno e nitrito. Molti al calor rosso svolgono vapori rutilanti di anidride iponitrica, e lasciano un ossido. Tutti deflagrano sopra i carboni ardenti.

Trattati con gli acidi solforico o fosforico ordinario decompongonsi, lasciando stillare acido nitrico misto a vapori rutilanti giallo-arancio.

Posti in contatto col rame e l'acido solforico ossidano il metallo, e lo rendono attaccabile a freddo dall'acido che si colora in verde.

Trattati con l'acido idroclorico, o con un cloruro e l'acido solforico, in presenza delle foglioline di oro, sciolgono queste, perchè si forma un corpo particolare, detto acqua regia. Il solfato d'indaco nelle medesime condizioni si scolora. Queste sono le reazioni caratteristiche del genere.

Trattati inoltre con l'acido solforico allungato e freddo, e qualche poco di soluzione di protosolfato di ferro, forniscono un coloramento bruno, che si cangia in giallo-rosso.

Questa reazione appartiene a tutti i composti ossidati di azoto, che si combinano, o si disciolgono nell'acido solforico.

PREPARAZIONE. — I nitrati tutti si preparano con la scomposizione doppia del nitrato di potassa, di soda, o di ammoniaca, ottenuti artificialmente con altri nitrati.

NITRITI. — I nitriti si distinguono dai nitrati per essere meno solubili; per avere una tinta più o meno giallastra, e per essere composti per lo più diversamente dai nitrati.

I principali tipi sono:

NO^2 , $2(\text{MO})$ nitrito bibasico

NO^2 , $3(\text{MO})$ nitrito tribasico

NO^2 , $4(\text{MO})$ nitrito quadribasico

NO^2 , $6(\text{MO})$ nitrito sexibasico.

I soli nitriti alcalini sono incolori e neutri, ed appartengono al tipo NO^2 , MO .

CARATTERI DEL GENERE. — Somigliano per le reazioni ai nitrati. Si distinguono pel solo carattere: *che posti a contatto con l'acido idroclorico e con l'oro, o con un cloruro, l'acido solforico e l'oro, non permettono la soluzione di questo, che dee rimanere inattaccato.*

Tutte le altre qualità, sono come i nitrati: ed alla distillazione con l'acido solforico ordinario, forniscono un poco di acido nitrico, e molto biossido di azoto.

Questi sali sono poco studiati.

PREPARAZIONE. — Si ottengono i nitriti alcalini con la parziale decomposizione dei nitrati, per l'azione del fuoco; facendo agire i vapori nitrosi sull'idrato delle basi umettate; e secondo *Mitscherlich* prendendo un peso equivalente di cloruro, ed un altro di nitrito argentario, e trituranoli a freddo: si produce così un cloruro argentario, e si mette in libertà il nitrito d'idrogeno della base appartenente al cloruro impiegato.

Dai nitrati si possono ottenere:

NO^2	anidride nitrica
NO^4	» iponitrica
NO^3	» biossida, o iponitrosa
NO	» protossida.

ma di esse si parlerà nella descrizione delle specie: mentre NO^3 , anidride nitrosa, non si è finora ottenuta libera e schietta, ma unita all'acido nitrico. Colà pure si parlerà dell'*acqua regia*; perchè non forma questo corpo che un composto anomalo, senza dar genere distinto.

La calcinazione dei nitrati fornisce in qualche caso il modo di ottenere l'ossigeno.

NITROGENO. — Il nitrogeno si ottiene con molta facilità decomponendo un nitrato con un cloruro anidro, in ampia storta. Nella decomposizione producesi ossido metallico, cloro, che si può assorbire con una soluzione alcalina, e l'azoto resta libero. Si prepara ancora l'azoto scomponendo il nitrato di ammoniaca con un eccesso di pietrapomice, o facendo un miscuglio di nitrato di potassa ed idroclorato di ammoniaca ben triturati insieme e mischiati dopo con pietrapomice. Decomponendo finalmente il gas ammoniaco, con un eccesso di cloro, o l'ammoniaca liquida con acqua di cloro, si ottiene ancora l'azoto libero e puro. Tutti i corpi avidi di ossigeno, il fosforo, il sodio, il potassio, il manganese, il ferro ec. possono disossidare l'aria, e somministrare l'azoto libero.

Serie del fosforo.

La serie dei composti di fosforo comprende benanche due ordini di corpi: il *fosfuro d'idrogeno* pari all'ammoniaca dell'azoto, ed i *fosfuri metallici* che vi corrispondono; poi i *fosfati monobasici* o *metafosfati*, i *fosfati bibasici* o *pirofosfati*, i *fosfati tribasici* o *fosfati ordinarii*, quindi i *fosfiti* e gli *ipofosfiti*, ec.

Fosfammone fu da *Baudrimont* denominato il fosfuro d'idrogeno della formola PHI^3 , che corrisponde al gas ammoniaco. Le

combinazioni di questo corpo sono poco studiate, e solo si conosce che entrando in unione coll'acido idrojodico HI , forma un corpo analogo all'idrojodato ammonico, cristallizzato in cubi, solubile nell'acqua ec. È questo un argomento non trascurabile per un giovine chimico: poichè non è possibile che il corpo PhH^3 fosse poco suscettivo a contrarre combinazioni, come fa l'ammoniaca.

FOSFURI. — La composizione ed i caratteri dei fosfuri, li dichiarano analoghi agli azoturi. Quindi i tipi di essi composti sono :

PhM^3 fosfuri trimetallici

PhM^2 fosfuri bimetallici.

Non s' incontrano composti di fosforo, metalli ed idrogeno, come per gli azoturi.

Si conoscono soltanto pochi composti i quali tengono un altro metalloide combinato col fosforo ed idrogeno detti *amidofosfuri*: come vi ha la fosfamida libera PhH^3 , pari ai fosfuri bimetallici.

Sono i fosfuri difficili ad ottenersi; ma tutti hanno aspetto metallico, e mancano della duttilità e malleabilità dei metalli propri. Sono i fosfuri fusibili per l'azione del fuoco, e decomponibili con gli acidi o l'acqua, con evoluzione di PhH^3 gassoso e PhH^2 spontaneamente infiammabile.

I fosfuri non hanno alcun uso, per effetto della frangibilità e della fusibilità. Si preparano:

Col riscaldare al rosso i metalli e farvi arrivare sopra il fosforo in vapori;

Col calcinare un fosfato del metallo di cui si vuole il fosfuro, insieme a polvere di carbone, dopo averlo prima vetrificato;

Col calcinare l'acido fosforico vetroso, il metallo in polvere o limatura, e la polvere di carbone;

Coll'esporre ad un calore rosso chiaro i metalli ridotti in fili sottili o limature finissime, sotto l'influenza di una corrente di PhH^3 .

Come pure col calcinare gli ossidi e ridurli con l'idrogeno fosforato, come si pratica per gli azoturi.

METAFOSFATI. — Questi sali sono i veri composti salini neutri della serie dei fosfati. La loro formola generale è PhO^5 , MO ; PhO^6 , M ; e risultano dalla decomposizione degli altri fosfati per l'azione del fuoco.

CARATTERI DEL GENERE. — Sono quasi tutti vetrificabili, non decomponibili agevolmente dal calore, e vengono trasformati in fosfuri dall'azione del fuoco quando contengono carbone in miscianza. Si riconoscono trasformandoli in un sale alcalino, od in sale ammoniacale, e precipitando questi con il nitrato di argento, il quale produce un deposito bianco di metafosfato argenteo, lasciando neutra la soluzione. Inoltre ridotto un metafosfato

a sale di ammoniaca, questo con la calcinazione produce l'acido metafosforico, o metafosfato d'idrogeno PhO^3 , HO, che disciolto nell'acqua fredda dà una soluzione la quale coagula, e precipita in bianco l'albumine di uovo recente.

I metafosfati posseggono inoltre la polimeria, dovuta all'acido libero; il quale patisce la combinazione per addensamento di 2, 3, 4, 5, 6 molecole identiche. Già il *Graham* medesimo si era avveduto che il metafosfato di soda istesso è capace di modificazioni polimeriche: così egli trovò un metafosfato sodico insolubile nell'acqua; un altro solubile e cristallino; un terzo solubile ed incristallizzabile. Ma recenti lavori di *Maddrell*, *Fleitmann* ed *Henneberg* sull'acido libero hanno dato una serie di composti per polimeria, o combinazione di due o più molecole di acido in un gruppo unico. Essi sono:

PhO^3, OH	acido metafosforico
$2(\text{PhO}^3, \text{OH})$	» di-metafosforico
$3(\text{PhO}^3, \text{OH})$	» tri-metafosforico
$4(\text{PhO}^3, \text{OH})$	» tetra-metafosforico
$5(\text{PhO}^3, \text{OH})$	» penta-metafosforico
$6(\text{PhO}^3, \text{OH})$	» exa-metafosforico.

PIROFOSFATI. — Si denominano in tal guisa i composti di acido fosforico a due equivalenti di base; i quali sono neutri e possono essere acidi. *Neutri* cioè, quando il gruppo biatomico delle basi è dello stesso ossido: *acidi* quando questo gruppo è prodotto da un equivalente di acqua ed un altro di base metallica: *bimetallici*, se le due quantità di base appartengono a due ossidi diversi.

In effetti le semplicissime formole tipiche dei pirofosfati metallici in qualunque forma di specie individue, chiariscono il concetto teoretico-pratico che di essi debbe aversi.

PhO^3 ,	$2(\text{MO})$	pirofosfati neutri
PhO^3 ,	$\left\{ \begin{array}{l} \text{HO} \\ \text{MO} \end{array} \right\}$	pirofosfati acidi
PhO^3 ,	$\left\{ \begin{array}{l} \text{MO} \\ \text{MO} \end{array} \right\}$	pirofosfati bimetallici

Berzelius e *Graham* son di credere, che l'anidride PhO^3 di questo secondo gruppo è diversa dalle altre: il che non può contrastarsi con prove sperimentali opposte.

CARATTERI DEL GENERE. — Si riconoscono questi fosfati poco o nulla bene, sotto queste formole. Si distinguono intanto, perchè tutti si rendono prima in pirofosfato alcalino, poi si precipita questo con acetato di piombo disciolto; il precipitato si scompone diguazzandolo nell' acqua con una corrente d' idrogeno solforato, e la soluzione acida presenta il carattere di precipitare in bianco i sali di argento solubili, e di non coagulare come il precedente l' albume disciolto in acqua : anzi non precipita neppure le soluzioni di cloruro di calcio e di bario.

FOSFATI TRIBASICI. — Questi composti formano la serie più antica dei fosfati conosciuti: essi possono presentare sali a diversa costituzione, secondo le qualità della base. Così hanno tipi speciali di composizione, cioè:

PhO^5 , 3MO fosfati neutri ordinari

PhO^5 , $\left\{ \begin{array}{l} \text{MO} \\ 2\text{MO} \end{array} \right.$ fosfati a due specie di basi

PhO^5 , $\left\{ \begin{array}{l} \text{MO} \\ \text{MO} \\ \text{MO} \end{array} \right.$ fosfati a tre basi diverse

PhO^5 , $\left\{ \begin{array}{l} \text{MO} \\ 2\text{HIO} \end{array} \right.$ fosfato acido biidrico

PhO^5 , $\left\{ \begin{array}{l} 2\text{MO} \\ \text{HIO} \end{array} \right.$ fosfato acido monoidrico.

CARATTERI DEL GENERE. — I fosfati ordinari o tribasici sono quasi tutti insolubili, tranne quelli a base alcalina, i quali sono leggermente alcalescenti alle carte reattive. Però tutti si solvono nell' acido nitrico puro; e quelli terroso-alcalini di pronta precipitazione sono solubili nell'acido acetico.

Si riconoscono perchè danno un precipitato giallo col nitrato di argento, il quale vien soluto dall'ammoniaca e dall'acido nitrico (3AgO , PhO^5) e con un sale di piombo trasformansi in un precipitato omologo bianco, che non si solve nell'acido acetico, nè nell'ammoniaca. Questo precipitato raccolto disseccato e fuso sul carbone al dardifiamma dà una perla bianca poliedricamente faccettata.

In piccola quantità si riconoscono perchè fusi col potassio o col sodio danno un fosfuro, che umettato dà odore d' idrogeno solforato. In soluzione, un po' di molibdato di ammoniaca, e qualche gocciola di acido nitrico dà un precipitato giallo caratteristico. Reazione di una estrema sensibilità.

Le formole dei supposti generi tipici anidri sono:

L'acqua satura di acido carbonico ne dissolve piccola quantità, ma questa soluzione basta a portare i fosfati nel torrente della circolazione dei vegetali, sciogliendo i fosfati degli ingrassi.

FOSFITI. — I fosfiti non differiscono dai fosfati quando si ha riguardo a ritrovare il fosforo radicale della serie. Nonpertanto il tipo delle loro combinazioni è diverso da quelli: ed essi contengono tutti acqua in combinazione, quindi riscaldati si trasformano in fosfati con sviluppo d'idrogeno fosforato. È un bel carattere distintivo.

PhO^3 MO fosfiti neutri

2PhO^3 3MO fosfiti sesquibasici

PhO^3 3MO fosfiti tribasici.

CARATTERI DEL GENERE. — *Calcinati, svolgono i fosfiti, idrogeno libero, fosfuro solido. Riscaldati sopra una lamina di platino bruciano con fiamma fosforica. Bolliti coi sali di oro, platino, argento, mercurio, precipitano i metalli da queste soluzioni.*

Le soluzioni hanno un sapore aliaceo; bollite in contatto dell'aria, o con qualche corpo ossidante, si trasformano in fosfati; e molti sali riscaldati in un apparato distillatorio, lasciano un residuo giallo rossigno di ossido metallico con fosforo rosso. Ve ne ha taluni, che nel riscaldarli, con fenomeni di fosforescenza, se l'operazione si esegue all'aria.

Si preparano i fosfiti per l'azione diretta del fosfito di bario ed un solfato metallico, di cui si chiede il fosfito; perocchè precipitasi il solfato di bario, ed il fosfito resta solubile.

IPOFOSFITI. — Gli ipofosfiti presentano sali neutri e sali tribasici; ma pochi fra essi sono anidri, moltissimi ritengono due equivalenti di acqua a temperature fortissime, come loro parte integrante. Quindi i tipi di questi sali i più generali sono:

$\text{PhO}, 2\text{HO},$ ipofosfiti neutri

$\text{PhO}, 2\text{HO},$ ipofosfiti tribasici

$\text{PhO}, \text{MO}, \text{MO}$ ipofosfiti anidri neutri

$\text{PhO}, 3\text{MO}, 3\text{MO}$ ipofosfiti anidri basici.

CARATTERI DEL GENERE. — Gli ipofosfiti sono solubili nell'acqua; e nell'alcoole anche molti si sciolgono. Si distinguono dai fosfiti, perchè le loro soluzioni non precipitano i sali di calce, di bariete e di strontiana, come fanno i fosfiti. Quanto ai caratteri del riscaldamento all'aria libera od in vasi chiusi, quasi si confondono gli ipofosfiti coi fosfiti, se non che quest'ipofosfiti svolgono quasi

a differenza di quelli solo idrogeno fosforato spontaneamente infiammabile. Essi *riducono i sali di oro e di argento come i fosfiti, ma riducono altresì i sali di rame che quelli non fanno*. La trasformazione in fosfati avviene, passando prima per i fosfiti, nelle medesime condizioni di questi. Vengono siffatti sali preparati con l'anidride ipofosforosa e le basi idrate: e con l'ossidazione parziale dei fosfuri, esposti all'aria.

L'*anidride fosforica* $\text{PhO}^3 = \text{Ph}^2\text{O}^6$ quando è libera, è il prodotto della combustione del fosforo nell'aria, o nel gas ossigeno: l'*anidride ipofosforosa* OPh , è pure risultante dalla combustione di molto fosforo in limitatissima quantità di aria. Ma di questi corpi si parlerà meglio nelle loro specie saline.

In generale quando vuolsi dimostrare la presenza dell'acido fosforico in quantità molto piccole, si solve la sostanza nell'acido nitrico in proporzione da non dare un soluto acido, poi si aggiunge qualche goccia di *molibdato d'ammoniaca* ed in seguito dell'acido cloridrico in eccesso, e poi si riscalda il tutto. La soluzione si colora in giallo e col raffreddamento si deposita il molibdato che contiene acido fosforico. Il precipitato caduto giù nel vase si solve tanto con eccesso di ammoniaca liquida e di soluzione di fosfato. Questa reazione si adopera nelle ricerche accurate e sopra piccole quantità di sostanze. Gli arseniati operano quasi analogamente.

FOSFORO. — Si ricava il fosforo con metodo molto semplice dissossidando l'acido fosforico od un fosfato acido con la polvere di carbone alla temperatura rosso-viva.

La sorgente economica di questa materia, è quasi esclusivamente la calce delle ossa degli animali vertebrati e quella del guano peruviano, o dei caproliti fossili. Queste scomposte con acido solforico a freddo, si à un liquido sciropposo, di fosfato acido di calce, e del solfato di calce inutile. Il liquido è disseccato e mischiato a polvere di carbone, poi trattato in istorte di argilla a forte fuoco. Il fosforo ridotto, distilla e si raccoglie sotto l'acqua. *Woehler* propose trattare col carbone e l'acido silicico la calce d'ossa direttamente ad un fuoco molto forte: la reazione si esegue, ma il metodo non è commerciale. Forse fra non molto si otterrà esponendo la calce d'ossa alla influenza di una corrente di gas idroclorico secco, ed a fuoco rosso. La reazione promette grandi risultati, ove la fabbricazione del solfato di soda è abbondante.

Il fosforo della distillazione è colorato; si depura col passarlo sotto l'acqua calda in forma di liquido a traverso una pelle di camoscio.

Serie dell'Arsenico.

Èvvi un arseniuro d'idrogeno e gli arseniuri metallici, che corrispondono agli azoturi, e fosfuri. Questi composti sono stati poco studiati dal lato delle loro maniere di comportarsi con altri composti; ma l' arseniuro d'idrogeno serve a scoprire l'arsenico nelle quantità le più piccole, specialmente nelle ricerche di medicina legale.

L'*arseniammone* AsH^3 prende origine, ovunque èvvi idrogeno nascente, ed arseniuro metallico, arsenico regolino, o composto ossidato e solforato. Questo gas è decomposto dal calore facilmente, dal cloro, e dai corpi avidi d' idrogeno. Si combina poco con gli acidi, e non pare presenti composti definiti. Si riconosce perchè bruciato all' aria, e raffreddando la sua fiamma con un vetro, od una lamina di porcellana, genera dei depositi di arsenico metallico.

Gli *arseniuri* metallici hanno due tipi di composti AsM^3 ed AsM . Sono frangibili, fusibili, e con aspetto metallico, e frattura cristallina: non ve ne ha alcuno atto a presentare tenacità o duttilità.

Ossidati dal nitro, o dall'acido nitrico si trasformano gli arseniuri in arseniti ed arseniati: con un miscuglio di acqua, zinco ed acido solforico, sviluppano arseniammone. Sotto l'influenza del cloro danno cloruro d' arsenico volatile, velenosissimo e cloruro metallico. Il gas idrogeno arsenicale riduce i sali metallici, si scioglie e si scompone nell' acido nitrico dando acido arsenioso ed acqua.

La natura offre molti arseniuri che sono specie mineralogiche distinte.

ARSENIATI. — Gli arseniati somigliano ai fosfati, e ve ne ha molti che sono isomorfi con essi. I tipi chimici sono gli stessi di quelli.

AsO^3 , MO arseniati neutri

AsO^3 , 2MO arseniati bibasici

AsO^3 , 3MO arseniati tribasici.

CARATTERI DEL GENERE. — Gli arseniati sono solubili quando sono neutri; i basici lo sono meno; pochi arseniati terrosi e metallici sono insolubili. Si distinguono nelle soluzioni, *trattandole col nitrato di argento leggermente ammoniacale che forma un precipitato rosso-mattone, solubile nell'acido nitrico e nell'ammoniaca. In contatto del solfato di rame ammoniacale generano un bel precipitato azzurro-verdaccio, caratteristico.*

Trattati con l'idrogeno solforato ed un eccesso di acido idroclorico

rico ed acqua, lasciano formarsi un precipitato giallo *pallido* di pentasolfuro di arsenico. Esplorati con la soluzione di solfuro di ammonio, precipitano alcune fiate un solfuro arsenicale, solubile nel precipitante, altre volte non precipitano, perchè si formano dei solfoarseniati solubilissimi.

Al fuoco molti si fondono, altri si scompongono in ossigeno ed anidride arseniosa.

In una corrente d'idrogeno all'azione del calor rosso, si scompongono in acqua ed arseniammone. Calcinati col carbone producono arsenico regolino ed acido carbonico.

Gli arseniati preparansi con l'acido arsenico e le basi; e per doppia sostituzione in guisa da ottenere l'arseniato richiesto solubile e l'altro sale insolubile; come per esempio arseniato di barite e solfato di potassio o di sodio, che dà solfato baritico insolubile: od inversamente si verifica per gli arseniati insolubili.

ARSENITI. — Sono poco studiati dal lato dei tipi di composizione. *Berzelius* è di credere che siano analoghi ai fosfiti.

CARATTERI DEL GENERE. — Gli arseniti sono meno solubili dei corrispondenti arseniati. Disciolti e ridotti a sali neutri, si caratterizzano perchè *precipitano il nitrato di argento in giallo canario solubile nell'acido nitrico, ed idroclorico, e nell'ammoniaca. Allungati con acqua ed acido idroclorico e trattati con l'idrogeno solforato, precipitano il trisolfuro di arsenico giallovivo. Esplorati con il solfato di rame ammoniacale, forniscono un precipitato verde chiaro caratteristico, di verde di Scheele.*

All'azion del fuoco si scompongono con esalamento di acido arsenioso, o di arsenico e lasciano un arseniato, se sono a base di metalli riduttabili. Riscaldati con la polvere di carbone, producono arsenico regolino, e metallo, od arsenico ed un arseniuro.

In contatto di una sorgente di gas idrogeno, si riducono, con evoluzione di arseniuro d'idrogeno. In contatto del cloro si trasformano in arseniati.

La preparazione degli arseniti può effettuarsi, o con la diretta combinazione dell'anidride arseniosa con le basi o per sostituzione doppia.

L'arsenico produce due anidridi As^2O^3 anidride arseniosa, e As^2O^{10} anidride arsenica; di che parleremo nelle corrispondenti specie saline.

ARSENICO. — Si ricava l'arsenico metallico quasi esclusivamente riducendo gli arseniti, arseniati, ed arseniuri per l'azione del fuoco in contatto del carbone e dell'idrogeno. Siccome l'arsenico è volatile a bassa temperatura; così un calor rosso basta per isolarlo, e farlo ottenere cristallizzato, in vasi di creta o di vetro.

I solfuri danno pure arsenico, se si trattano egualmente con un alcali, o la calce ed il carbone, in apparati distillatori.

Serie dell'antimonio.

La serie dell' antimonio è pure parallela con quella dell'arsenico. L'antimoniuro d'idrogeno *antimonammone* SbH^3 ha le medesime qualità dell'arseniammone, si produce nelle medesime condizioni, e reagisce sugli altri corpi come quello. Si distingue, perchè scomposto dal calore lascia un deposito di antimonio, non volatile, quando lo si riscalda in un tubo chiuso: e trattato nell'acido nitrico bollente dà un precipitato giallastro di Sb^2O^3 insolubile.

Gli antimonuri metallici SbM^3 sono stati poco studiati come gli arseniuri; e siccome molli ne produce l'arte, ed un piccol numero ne offre la natura, così sonosi tenuti come *leghe* metalliche o come combinazioni dello stibio con altri metalli. Siccome l'antimonio è stato molto studiato dai farmacisti, così varî composti mal definiti han conservato il nome empirico di *regoli di antimonio marziale, gioviale* ec. : le *leghe* di antimonio e ferro, o di antimonio e stagno.

Hanno gli antimonuri caratteri meno marcati degli arseniuri; ma sono del pari più frangibili dei metalli. Sarebbero da studiarsi sinteticamente molti regoli. Essi intanto si caratterizzano dal perchè *trattati con l'acido nitrico, o deflagrati col nitro, producono dei composti in cui predominano le anidridi antimoniosa ed antimonica*, e prendono il titolo di *cerusse* nella Farmacia.

ANTIMONATI. — Questi sali hanno un tipo di combinazione particolare ed anidro; ed i sali acidi sono poco o nulla solubili, mentre i sali neutri lo sono più.

SbO^3 , MO antimonati neutri

$2SbO^3$, MO antimonati acidi

CARATTERI DEL GENERE. — Si distinguono gli antimonati alcalini, per essere scomposti parzialmente dall'acqua e dagli acidi, o per la produzione di un antimonato acido insolubile, o per la precipitazione dell'acido antimonico SbO^3 , HO. *Gli antimonati neutri alcalini non precipitano i sali di soda.*

Le altre qualità di reagire come alcalini, di essere alquanto deliquescenti all'aria, e di produrre degli antimonati gommosi, non caratterizzano questi sali.

METANTIMONATI. — Secondo un lavoro di *Fremy* sotto la influenza dell'acqua e di una prolungata ebollizione gli antimonati di potassa, si trasformano in un sale solubile e deliquescente, che si compone di SbO^3 congiunto ad un equivalente doppio di base ($2MO$). Il tipo dei *metantimonati* è SbO^3 , $2MO$ metantimonato neutro.

Questo sale, avendo per base la potassa, fatto bollire fortemente nell'acqua si trasforma in un composto granelloso solubilissimo SbO^3 , MO , HO , 6KO detto, bimetantimonato di potassio, il quale è il reagente della soda, producendo un precipitato insolubile e bianco con i sali di questa. Tale risultamento può distinguere i *metantimonati*, ritenendo: *che bolliti per circa un' ora nell'acqua, tanto l'antimonato con eccesso di alcali, quanto il metantimonato neutro di potassa, essi danno un sale solubile che precipita i composti salini di soda*, formando SbO^3 , 2NaO .

Questo composto intanto, trovandosi sotto l'influenza di un alcali e dell'acqua bollente, genera altresì SbO^3 , HNaO^2 , 6HO , sale, poco solubile nell'acqua e disidratantesi con l'ebollizione prolungata, che dovrebbero domandarsi *pirantimonati idrati*.

La soluzione di metantimonato di potassa si scompone col tempo, dà un precipitato e non è più atta a scovrire la soda. Però secondo *Napoli*, fatta bollire per qualche tempo riacquista il carattere di precipitare la soda e scovrirla nelle più piccole proporzioni.

PREPARAZIONE. — Gli antimonati preparansi con la via diretta, formando prima lo stibio non lavato delle farmacie, poi scomponendo questo con l'acqua, quindi precipitando l'acido antimonico idrato, per unirlo alle basi idrate direttamente.

GLI ANTIMONITI hanno SbO^3 , *anidride antimoniosa*, che ha poca tendenza a formare sali con le basi; e pare che si combinasse in modo anomalo piuttosto cogli acidi energici; o che neanche con questi si combini al modo ordinario per formare sale. Tuttavolta si conosce un genere salino ad acido organico, che tiene il corpo SbO^3 combinato in modo speciale, le cui specie sono denominate *emetici*.

Evvi ancora un altro composto anidride, impropriamente denominato *acido ipoantimonico* SbO^4 , il quale ha caratteri di un ossido salino di antimonio e la sua composizione si esprime con SbO^3 , $\text{SbO}^3 = 2\text{SbO}^4$.

Si ammette anche dai chimici un altro ossido anidro di antimonio O^4Sb^6 anomalo; ma questo è poco o nulla studiato. *Peligot* si è ingegnato di formulare la composizione dei composti antimoniali, isdoppiando l'equivalente dell'antimonio, per ammettere l'ossido SbO^3 come un protossido di un radicale composto, che ha chiamato *antimonile*. In effetti ponendo 64 invece di 122, per l'equivalente dell'antimonio, i composti generici restano formulati con Sb^4O^2 sottossido di antimonio.

Sb^2O^3 sesquiossido di antimonio, lo stesso che (Sb^2O^2) O protossido di antimonile; Sb^2O^2 non si è ancora isolato. Sb^4O^5 acido antimonico anidro = $(\text{Sb}^2\text{O}^2)\text{O}^3$.

L'antimonio forma inoltre dei composti solforati ed ossidati nel tempo stesso, dei quali si parlerà nelle specie.

Il solo mezzo di ottenere gli antimoniti è quello della diretta unione dell'acido antimonioso con le basi, tanto per la via secca quanto per la via umida. La doppia sostituzione non è impiegata in modo generale, perchè gli antimoniti e gli antimonati formano sali doppi con composti dello stesso genere o di generi diversi.

ANTIMONIO SCHIETTO. *Regolo di antimonio.*—Due modi vi ha di preparare l'antimonio puro, togliendolo sempre al solfuro naturale SbSu^3 , che è abbondante in natura, e che i mineralogisti chiamano *stibina*. Polverizzando dunque questa, riscaldandola in appositi forni insieme alla limatura di ferro, si produce un solfuro di ferro fusibilissimo e l'antimonio metallico. Quando la scomposizione fatta in forni chiusi, si giudica avvenuta, secondo le specie del minerale impiegato e l'intelligenza dell'operatore, si cola la massa fusa in vasi di ferro riscaldati, i quali riempiti fino al colmo, vengono abbandonati in luoghi ove si raffreddano lentamente. La massa contiene il solfuro di ferro fuso, ed una quantità di globetti di antimonio, che per proprio peso cadono in fondo del vase, ove si riuniscono, perchè tutti liquidi. Col raffreddamento la culatta cristallizza, e fornisce pani, che si conoscono in commercio col nome di *regolo*; i quali, sono stimati di buona qualità, quando presentano una cristallizzazione foliare alla superficie superiore, detta *stella dell'antimonio*. Il regolo commerciale è lungi dall'essere antimonio puro; perchè contiene piombo, stagno, zinco, rame, ed arsenico soprattutto.

Nei laboratori si ottiene l'antimonio puro, riducendo un anidride pura, con la polvere di carbone, in una corrente di gas azoto od acido carbonico, in canne di argilla refrattaria.

L'antimonio che si rende schietto, si volatilizza al rosso quasi bianco in una corrente di gas inerte.

Nelle Farmacie si ottiene un regolo di antimonio facendo un mescolglio di tre parti di solfuro del commercio, due parti di tartaro di botte, ed una di nitrato di potassa, il tutto in polvere sottile. Questa miscela polverosa si gitta a riprese in una pignatta rovente, avvertendo di non aggiungere la seconda porzione, se la prima non abbia deflagrato. Quando tutto il materiale si è esaurito, si cove la pignatta, e si spinge il fuoco al rosso bianco per un'ora, indi si lascia raffreddare lentamente il vase. Dopo, rompendo questo, trovasi una culatta metallica al fondo del vase, ed una massa bruna che si conserva, come atta a preparare il *Kermes minerale*. L'antimonio che si ottiene è sufficientemente privo di arsenico per gli usi della farmacologia.

In molte opere di chimica e farmacia, si vuole spiegare la teoria di questo processo, ove pare che l'antimonio si ossidi pel nitro e si riduca pel carbone del tartaro. Ma la composizione complessa delle scorie di antimonio regolino, è lungi da farci inten-

dere assolutamente quali e quante reazioni han luogo nella operazione; nè poi questa metamorfosi ha nella sua natura complessa uno speciale interesse pel chimico.

Serie del boro.

Il boro offre un sol composto nella serie degli ossidi, quindi un acido borico ed un sol genere di borati: i quali borati sono :

BoO^3 , MO	borati neutri, o monometallici
BoO^3 , 2MO	biborati neutri, o bimetallici
BoO^3 , 3MO	triborati neutri, o trimetallici.

Siccome i borati sono vetrificabili per l'azione del fuoco, così è possibile che vi sieno dei borati acidi e dei borati basici in gran numero, come ve ne ha qualcuno minerale, ma questi sono poco studiati.

CARATTERI DEL GENERE. — I borati alcalini sono già poco solubili, per chiamare insolubili tutti questi sali : essi sono tutti vetrificabili al calor rosso; ed atti a combinarsi con altri ossidi metallici per dare vetri composti. I borati solubili nell'acqua o nell'acido nitrico, riscaldati fortemente con l'acido solforico, mettono in libertà il borato d'acqua, che si scioglie nel liquido bollente, e col raffreddamento cristallizza in isquaine a splendore perlacco.

Il carattere distintivo di questi composti, solubili od insolubili, è stato da noi trovato nel seguente modo. Si fa un miscuglio ben polverato di fluorina e borato da esaminarsi, si pone in un matraccetto a cui si annette un tubo ricurvo con un turaccio, e si affonda l'acido solforico concentrato sulla massa, indi si scalda dolcemente. Il gas che si svolge si fa arrivare nell'acoolo a 40°B. Se la sostanza è ricca di borato, si produce un liquido etereo ed un precipitato bianco, il quale liquore bruciato dopo, dà fiamma di bel verde smeraldo. Se la sostanza è scarsa, si produce nel liquido soltanto poco etere che brucia con fiamma verde caratteristica.

La vetrificazione del deposito bianco è una riprova della esistenza dei borati.

La natura ci offre l'acido borico BoO^3 , 3HO che i mineralogisti chiamano sassolino. Questo si ottiene dai soffioni delle Maremme di Toscana : e dai fumajuoli delle isolette Eolie nella Sicilia; specialmente in Lipari. Molte acque di fiumi delle Indie forniscono il borato di soda, borace indiano del commercio.

PREPARAZIONE. — Col borato di acqua minerale e le basi, può prepararsi qualunque borato : — col borato di soda ed i solfati,

molte doppie sostituzioni danno borati : — i borati vetrosi ottengono con la fusione dei componenti per via diretta: — saturando l'acido borico delle Farmacie in soluzione bollente con un carbonato idrato, anche giungesi ad ottenere molti borati : — l'acido borico ed i cloruri, solfuri ec. all'azione del fuoco, danno anche i borati per via secca.

ANIDRIDE BORICA. — Questo corpo è il vetro di acido borico, il quale si ottiene riscaldando prima dolcemente, poi fortemente l'acido delle farmacie ben puro, e vetrificandolo.

BORO. — Il radicale della serie si prepara, riducendo in polvere il vetro di acido borico, e mischiandolo al potassio ben netto di olio di nafta, mettendo il tutto in un vase di vetro o di platino, aggiugnendovi uno strato di acido borico alla superficie e riscaldando. Avviene che il vapore di potassio riduce l'ossido di boro, si appropria dell'ossigeno e forma borato di potassio. Dopo la deflagrazione, sciogliendo il liquido in una soluzione di sale ammoniaco, il boro resta in fiocchi bruno-verdici in fondo del liquido nel quale è insolubile.

Il *Napoli* fonde il borace in crogiuolo e mentre è liquido vi gitta pezzetti di sodio, i quali reagiscono energicamente ma con tranquillità ; e ciò fino a quando il miscuglio non è pastoso. Dopo si dà un colpo di fuoco al crogiuolo, indi si raffredda e lava il residuo, il borace si scioglie ed il boro precipita.

Serie del silicio.

La serie del silicio offre un genere particolare di composti i quali, avendo riguardo alla composizione peculiare di varî fra essi, farebbero credere alla non esistenza delle proporzioni definite. Ma quando si considerano più particolarmente questi corpi, e si ricorda quanto abbiamo ammesso nei gruppi molecolari, tutto resta classificato in modo sufficientemente semplice.

Lo studio dunque dei silicati mena a ritenere l'*acido silicico* come un *acido polibasico*, ed un *acido poliatomico*; capace di combinarsi in *molecola semplice* con basi *monoatomiche* e *poliatomiche*, ed in *molecole complesse*, con basi *semplici* e *poliatomiche*.

Una molecola di un acido o di una base, essendo un sistema di atomi a definita funzione, nei silicati si offre questo fatto, che un sistema molecolare di basi può contenere un certo numero di atomi di diversi metalli con una costante proporzione di ossigeno, i quali tutti riuniti corrispondono alla molecola isodinamica di una base monoatomica. Ed in siffatti sali pare si avverasse, che una specie qualunque di composto ottenuto in condizione in cui nettamente gli elementi si possono associare, danno genesi ad un cor-

po ben difinito. Ma quando le condizioni sono tali, quali li offre la natura cioè, di un corpo in contatto con molti altri che lo possono modificare, questi lo modificano in effetto, e la pretesa chimica purezza sparisce. Il chimico adunque trovandosi appunto in presenza dei silicati naturali ed artificiali, niun costrutto può tirare dalla proporzionalità dei metalli diversi, della silice, e dell'ossigeno delle une e delle altre. Soltanto nell'idea dei gruppi isodinamici; cioè, di edifici a determinata forma e funzione, analoghi fra essi, e costruiti con materiali diversi, troverà delle analogie e delle leggi semplici, che gli permetteranno di classare i silicati come tutti gli altri composti della chimica. Se non che, evvi un'altra concessione a fare, appoggiata altresì da fatti, che rispetto a certi corpi acidi le basi *monosside*, possono risultare isodinamiche alle basi *sesquiossidi*; e le due specie essere costituite da un solo metallo con l'ossigeno, o più metalli in un sol gruppo molecolare riuniti.

Ciò premesso, i silicati si ordinano in modo molto semplice; almeno i meglio studiati. Ed i tipi che ammettiamo, possono essere i soli conosciuti; senza togliere la possibilità di scovirne altri, od anche di diminuire questi stessi; che per maggior chiarezza denomineremo per l'acido siliceo, modificato nel nome come l'acido fosforico. Così :

Si O^3	acido metasilicico
Si^2O^6	» pirosilicico
Si^3O^9	» silicico ordinario
Si^4O^{12}	» parasilicico.

I tipi dei silicati naturali diventano allora bibasici tutti :

$\text{Si O}^3, \text{O}^2\text{M}^2$	metasilicati
$\text{Si}^2\text{O}^6, \text{O}^2\text{M}^2$	pirosilicati
$\text{Si}^3\text{O}^9, \text{O}^2\text{M}^2$	silicati ordinari
$\text{Si}^4\text{O}^{12}, \text{O}^2\text{M}^2$	parasilicati.

ritenendosi che M^2 si compone di un sol metallo, di due metalli isodinamici (protossidi o sesquiossidi), di un metallo ed idrogeno; e di due metalli paramorfi, una parte cioè protossida M ed una parte sesquiossida $\text{M} \frac{2}{3}$.

Nella indicazione delle specie, si vedrà meglio, come queste formule si applicano ai casi speciali.

CARATTERI DEL GENERE. — I silicati si possono ritenere come insolubili nell'acqua; dei quali, parte si disciolgono negli acidi nitrico ed idroclorico, e parte sono insolubili interamente in questi liquidi.

I silicati naturali costituiscono quasi tutte le *pietre dure*, e trovansi cristallizzati in forme determinate. Sono tutti *decomponibili al fuoco per un eccesso di potassa o soda, o dei loro carbonati*; e le *pastine risultanti, saturate con un acido, precipitano la silice idrata in fiocchi gelatinosi*. Tutti, trattati come i borati, misti cioè a *fluorina ed acido solforico*, svolgono un gas che arrivando nell'acqua produce un liquido acido (acido idrofluosilicico) e dei fiocchi di silice: il liquore chiarito precipita in bianco i sali di potassa. (fluosilicato).

I silicati danno l'anidride silicica Si^2O^4 , che esiste in natura e costituisce il *quarzo*, o cristallo di monte; e si prepara arroventando la silice fioccosa, la quale non è più attaccabile che dal solo acido fluoridrico e dalla potassa e soda caustica. Questi sali si preparano con la silice idrata, e gli ossidi ed i carbonati per via umida: per via secca, la silice ed un sale qualunque che non sia sfato, o che non sia molto volatile, fornisce anche silicati *.

* Dieto i lavori di *Ebelmen*, scovritore dell'etere silicico, i moderni riguardano il silicio come tetratomico; quindi assegnano la formola della silice anidra (anidride silicica) Si^2O^4 fondandosi sull'analogia di un cloruro Si^2Cl^4 , di un bromuro Si^2Br^4 , di un joduro Si^2I^4 e soprattutto di un fluoruro Si^2F^4 . Con questa veduta l'acido silicico sarebbe Si^2O^6 normale per i silicati naturali e multipli artificiali *vetri, cristalli, strass*. Dopo questo acido che rappresenta la *silice gelatinosa* vi sarebbe un'anidride seconda di un acido ignoto $\text{Si}^6\text{O}^{20} - 2\text{H}^2\text{O}^2 = \text{Si}^6\text{O}^{16}$: la quale perde ancora col riscaldamento H^2O^2 e si trasforma in anidride terza di questo acido Si^6O^{14} . La silice jalina ottenuta dalla decomposizione dell'etere diventerebbe Si^4O^{12} anidride prima dell'acido Si^6O^{14} . Talchè a rigore gl'idrati di silice sarebbero numerosissimi partendo dalla tetratomicità del silicio, che con l'idrogeno, il cloro, il bromo, il jodo, il fluoro genera composti Si^2R^4 in cui R^4 rappresenta uno di questi cinque elementi. In formole generali questi sali idrici, che forniscono silicati polibasici anidri quasi tutti, artefatti o minerali, andrebbero disegnati nel seguente modo, e considerati come *polimerici* atti a dare *serie isologhe* specifiche nei casi particolari. Così una doppia serie 1, 3, 5, 7; ed un'altra 2, 4, 6, 8, 10, 12 . . . $n(\text{Si}^2\text{H}^2\text{O}^6)$ darebbe, perdendo acqua in proporzione, $n(\text{Si}^2\text{H}^2\text{O}^6)$ acido silicico con H^2O ; H^2O^2 ; H^2O^3 ; O^4H^4 ; H^2O^5 ; O^6H^6 ; sostituibile da ossidi basici anidri, nei rispettivi sali metallici.

SILICIO. — Ottenuta la silice idrata da un silicato qualunque seomposto, questa si tritura in mortajo di agata, o di ferro dolce, si mischia con un poco di potassio o di sodio puro, si getta in un tubo di vetro o crogiuolo di porcellana, e si cove con altra silice in polvere secca; si riscalda la massa fino a deflagrazione, e dopo si raccoglie la polvere metallica che si ottiene dal trattamento della massa con idrato di potassa bollente.

Si può anche ricavare il silicio riducendo col sodio metallico, il doppio cloruro di silicio e di sodio anidro, in una corrente di gas idrogeno.

Due specie di silicati artificiali si conoscono in Chimica i *vetri* e gli *smalti* propriamente detti, ed i *silicati naturali* ottenuti per l'azione del fuoco.

I *vetri* e gli *smalti* sono sali tenuti in aggregazione vetrosa, composti dagli acidi anidri BoO^3 e SiO^3 con le due classi di ossidi Cr^2O^3 , Fe^2O^3 , Mn^2O^3 , Al^2O^3 ; e KaO , NaO , CaO , PbO , BaO , FeO , MnO , CuO ec. I *vetri*, il *cristallo* sono silicati a due basi, potassa o soda cioè, con calce e piombo; ma gli smalti ed i vetri da bottiglie possono contenere molti ossidi insieme. Lo strass ed il cristallo tiene dell'acido borico, non che lo *smalto bianco* fusibile.

Le proporzioni dei componenti permettono riguardare questi corpi come veri mescoli di più silicati fusi insieme; quindi i vetri, e specialmente quelli colorati non possono esprimersi con formole.

Sono i vetri corpi interessanti e preziosi, la cui manifattura costituisce due arti distinte, l'*arte vetraria* cioè, e quella dello *smaltatore*, o pittore sopra vetri e porcellane: le quali arti richiedono delle cognizioni estese di Fisica e di Chimica, che non possono aver posto in quest'opera.

I silicati naturali prodotti artificialmente, sono invero una creazione della scienza moderna. Il deplorato *Ebelmenn*, esponendo in un fuoco bianco di un *forno di porcellana* della fabbrica di *Sèvres* (Parigi) gli ossidi e l'acido silicico, tenuti in contatto da un corpo liquido a quella temperatura, come l'acido fosforico, e borico, è giunto ad ottenere dei cristalli di silicati artificiali identici a quelli conosciuti in Mineralogia che già *Mitscherlich* avea prima di lui puranche preparati. Dietro questi lavori, pare sia surta una nuova industria cioè, la fabbricazione delle agate e calcedonie artificiali affatto simile alle naturali.

Pei mezzi ordinari della scienza, il chimico non riconosce che qualche silicato alcalino, come il vetro *solubile* di *potassa* o di *soda*, che cominciano ad avere qualche importanza nella tintoria, nella conservazione dei legni e nelle petrificazioni artificiali *.

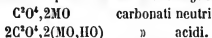
* Il *Woehler* e *Buff* hanno rinvenuto un sesquiossido di silice idrata della composizione Si^2O^3 , $\text{H}^2\text{O}^2 = (\text{Si}^2\text{H}^2\text{O}^3)$. Ma il primo pare avesse in-

Serie del carbonio.

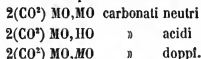
La natura del carbonio presenta due serie speciali, sotto ciascuna delle quali i suoi composti potrebbero studiarsi.

Il primo gruppo va considerato nella Chimica inorganica propriamente detta: l'altro nella organica: tutte le combinazioni di origine vegetale od animale, sono a rigore composti di carbonio con altri corpi. Volendo far riflettere in questo Manuale il parallelismo delle serie, vi è forza comprendere in essi i *carbonati*, i *carburi* ed il *carbonio*. Nella terza parte dell'opera si vedrà quale influenza eserciti il carbonio nella composizione delle sostanze di origine organica.

CARBONATI. — L'acido carbonico è generalmente tenuto per un acido monobasico, è conosciuto allo stato schietto, nella sua *anidride carbonica*. Ma con uno sguardo più accurato osservando i carbonati, risulta l'acido carbonico come bibasico, e la sua specie idrica $2(\text{CO}^2, \text{HO})$ non è stata isolata, perchè appena messa in libertà si risolve in C^2O^4 anidride carbonica, ed acqua H^2O^2 . I chimici danno formole a questi sali nel modo seguente :

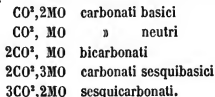


Intanto, secondo *Gerhardt*, i carbonati dovrebbero rapportarsi alla doppia molecola di acqua e formolarsi con i simboli seguenti



per fare che tutte le specie di carbonati avessero una composizione analoga, e rientrassero nelle leggi generali del linguaggio simbolico dei sali, di accordo col sistema degli equivalenti.

Secondo gli stessi chimici che considerano l'acido carbonico come anidro e $\equiv \text{a CO}^2$, vi sarebbero diverse specie di carbonati coi tipi seguenti :



oltre descritto due composti tripli di ossigeno, idrogeno e silicio anormali $\text{Si}^2\text{H}^4\text{O}^6$ silicone, e $\text{Si}^2\text{H}^5\text{O}^{10}$ leucone ; durante la scoperta dell'idrogeno seleniato Si^2H^4 . Però il silicio dei due corpi anormali è calcolato sopra l'equivalente $\text{Si} = 14$.

Le quali formole però anche duplicate, dimostrano l'esame inesatto portato sulla chimica costituzione dei carbonati.

CARATTERI DEL GENERE. — I carbonati si distinguono agevolmente quando si pongono in matraccio, sovrastato da un tubo curvato a due angoli e contenente acqua acidulata con acido nitrico od idroclorico, essi solvonsi in una ebollizione che dicesi effervescenza; la quale svolge un gas incolore che spegne i lumi accesi, imbianca l'acqua di calce o di barite, producendo un deposito bianco, che toccato con un acido fa novella effervescenza.

I carbonati alcalini inverdiscono lo sciroppo di viole, i ferrosi sono inerti, o debolmente alcalini: i carbonati acidi di basi deboli arrossano leggermente lo sciroppo suddetto, e l'arrossimento sparisce dopo breve tempo, perchè si dissipa l'anidride C^2O^4 nell'aria. I carbonati neutri di potassio, di sodio e di ammonio sono solubili nell'acqua; i loro carbonati acidi lo sono meno: mentre tutti gli altri carbonati neutri sono insolubili, ed i carbonati acidi più o meno solubili. Tutti questi sali sono affatto insolubili nell'alcool anidro.

I carbonati si ottengono direttamente combinando l'anidride carbonica con le basi disciolte nell'acqua: si ottengono per doppia sostituzione di un carbonato alcalino ed altro sale solubile metallico, il cui acido formi sale anche solubile con l'alcali, se il carbonato che si richiede è insolubile. Il carbonato di ammoniaca essendo volatile, può prepararsi con un carbonato insolubile, ed il cloruro ammonico, od il solfato di ammoniaca al calor rosso, in un apparecchio distillatorio.

In questa serie vi esistono l'anidride carbonica C^2O^4 , ed un corpo anomalo l'ossido di carbonio C^2O^2 , che saranno studiati nell'articolo delle specie in particolare.

CARBURI. — I carburi sono poco conosciuti, e sonosi considerati finora più come miscugli, che come composti. Tuttavolta, sebbene non isolati, se ne deve ammettere la esistenza, perchè la loro presenza ed unione coi metalli ne modifica le proprietà. L'acciajo di fatto, la ghisa, una specie nuova di silicio, di zirconio, di strontio secondo Deville, contengono un carburo degli stessi metalli che modifica le loro qualità rendendoli cristallizzabili.

CARATTERI DEL GENERE. — I carburi si riconoscono agevolmente, sciogliendoli in un acido allungato, essi lasciano un residuo nero, fioccoso o polveroso di carbonio grafico. Se poi i metalli possono soggiacere ad una completa ossidazione per l'acido nitrico, o l'acqua regia, allora i carburi danno fra i prodotti gassosi della loro reazione l'anidride carbonica, che si ravvisa alle qualità indicate nei carbonati. Trattati al fuoco con una corrente di aria calda, o gas ossigeno, i carburi danno $2CO^2$ volatile; e $2CO$ volatile e combustibile, bruciante con fiamma azzurra.

Non essendosi isolati i carburi, non conosciamo i tipi delle loro composizioni.

CARBONIO. — Dai carbonati non si ottiene carbonio libero: e dai carburi, si può ottenere come polvere nera, sciogliendo questi negli acidi. La fonte del carbonio sotto le modificazioni nere, o di carbone, è tutta la serie dei composti riguardati quasi come sostanze organiche vegetali od animali. S' ignora del tutto la genesi del *diamante*, o della modificazione trasparente del carbonio che s'incontra in natura.

Berthelot è di credere, che il carbonio sia l'ultimo grado di polimeria dei carburi d'idrogeno con eliminazione d'idrogeno; cioè: $x\text{C}^4\text{H}^2 - x\text{C}^2\text{H}^2 = x\text{C}^2$.

Serie dell'alluminio.

Considerando l'allumina come l'*anidride alluminosa*, in natura esistono vari minerali che si potrebbero riguardare come sali, e chiamarsi temporaneamente *alluminiti*; perchè l'alluminio dà sesquiossido isomorfo ed omologo al ferro oligisto, il quale produce i *ferriti* con gli ossidi basici nella serie degli ossidi salini.

Questi minerali dunque sono:

$\text{Al}^2\text{O}^3, \text{HO}$	acido metalluminoso ? <i>Diasparo</i> dei mineralogisti
$\text{Al}^2\text{O}^3, \text{MgO}$	metalluminite di magnesio ? <i>Spinello rosso</i>
$\text{Al}^2\text{O}^3, \text{FeO}$	» di ferro ? <i>Pleonaste</i>
$\text{Al}^2\text{O}^3, \text{ZnO}$	» di zinco ? <i>Gahnite</i>
$\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{HO}$	acido alluminoso ? <i>Gibbsite</i>
$\text{Al}^2\text{O}^3, \text{KaO}, 3\text{HO}$	alluminite potassico idrico ? (Alluminato)
$\text{Al}^2\text{O}^3, \text{NaO}, x\text{HO}$	» sodico » »

Manca dunque l'acido piroalluminoso $\text{Al}^2\text{O}^3, 2\text{HO}$: mentre vi ha l'allumina anidra che diventa così l'anidride alluminosa della serie.

CARATTERI DEL GENERE. — Gli alluminiti si riconoscono, perchè si *disciogliono negli acidi*, e la *soluzione trattata con la potassa* precipita $\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{HO}$, che si *ridiscioglie e combina con un eccesso del reagente*. Intanto *precipitata con l'ammoniaca dà il medesimo deposito fioccoso-gelatinoso*, ma che non si *discioglie in un eccesso di ammoniaca*. Tutto ciò, oltre ai caratteri che indicano la presenza dell'allumina basica.

I soli alluminiti di potassa e di soda si sono ottenuti con la diretta unione dei componenti a freddo; i metalluminiti possono aversi coi componenti anidri tenuti in soluzione dall'acido borico o fosforico liquidi ad un fuoco rosso bianco.

ALLUMINIO. — L'alluminio scoperto da Wöhler fu ottenuto riducendo l'ossido od il cloruro col potassio, e lo si ricavava in istato polveroso. Deville nell'anno 1853, decomponendo un doppio cloruro di alluminio e di sodio col sodio metallico, l'ha ottenuto in masse regoline, con le qualità pregevoli che vi abbiamo notate. Inoltre Bunsen più tardi annunzia la scoperta del metodo di ottenere lo alluminio scomponendo il cloruro per l'azione della pila *.

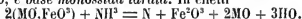
Con gli stessi metodi pare si fossero ottenuti il glucinio, lo zirconio, il bario e lo strontio ec.

Serie del ferro.

La serie del ferro comprende un sol genere i ferrati, scoperti da Fremy della formola generale FeO^3 , MO (ferrati neutri).

FERRATI. — Di questo genere non si conosce l'acido anidro FeO^3 , nè il ferrato idrico FeO^3, HO ; poichè decomposto un ferrato, si trasforma in $\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{O}^2$: cioè, in ossigeno e sesquiossido.

CARATTERI DEL GENERE. — I ferrati sono tutti colorati in rosso più o meno intenso: si riconoscono, perchè a contatto di un acido, precipitano sesquiossido di ferro, e svolgono ossigeno: e perchè trattati con l'ammoniaca, generano azoto, sesquiossido di ferro, e base monossida idrata. In effetti



I ferrati inoltre sono poco stabili, e si decompongono col calore in presenza di una sostanza organica che bruciano col loro ossigeno.

Si preparano questi sali in più modi.

Riscaldando al rosso bianco il ferro col nitro: ovvero calcinando il ferro col perossido di potassio: ed anche facendo gorgogliare il cloro in una soluzione di potassa o soda caustica, che contenga sospeso il sesquiossido di ferro.

Da questi sali non si ottiene il ferro, nè si conoscono ferruri.

Come ferriti di ferro si tengono alcuni ossidi salini minerali e le battiture di ferro alla forgia: dei quali si terrà parola nello studio delle specie metalliche ossidate.

Serie del cromo.

I composti di cromo, ossigeno e metalli formano i cromati neutri regolari; questi uniti all'anidride cromica sono impropriamente chiamati bicromati o cromati acidi; mentre i perchromati sono ancora poco conosciuti.

* Percy ed altri sonosi avvisati di ricavare il metallo con altri metodi meno costosi e più agevoli ad ottener metallo in grande.

Questi generi di composti hanno una grande utilità impiegati per l'arte tintoria, sia per la tintoria dei tessuti, sia pei colori sul vetro e la porcellana. Le formole generali sono :

$\text{Cr O}^3, \text{MO}$	cromati neutri
$\text{Cr}^2\text{O}^7, \text{MO}$	percromati neutri
$\text{Cr O}^3, \text{MO} \}$ $\text{Cr O}^3 \}$	bicromati comuni
$\text{Cr O}^3, \text{MO} \}$ $2\text{Cr O}^3 \}$	tricromati anomali
$\text{Cr O}^3, \text{HO}$	acido cromatico
Cr O^3	anidride cromica
$\text{Cr O}^3 + \text{SuO}^3$	» cromosolforica.

CROMATI. — Sono questi sali cristallizzati aventi color giallo di zolfo, o giallo di arancio carico. Hanno un forte potere tintorio, e sono velenosissimi.

CARATTERI DEL GENERE. — I cromati sono tutti colorati in giallo, o rosso più o meno vivo: i neutri sono gialli; quelli che si combinano con CrO^3 sono più colorati in rosso arancio. Si riconoscono i cromati, perchè: *bolliti con un solfito lo trasformano in solfato e si colorano in verde*; carattere comune tanto ai cromati solubili che agl'insolubili. Lo stesso cangiamento subiscono con l'acido solforoso, o l'acido solforico concentrato, e l'alcool, od altro corpo di origine organica trasformandosi in sali di sesquiossidi. Inoltre i cromati precipitano in bianco-giallo i sali solubili di bario; in giallo coi sali di piombo; in rosso porpora con la soluzione concentrata di un sale di argento.

Una soluzione di cromato solubile con molto acido solforico concentrato, mette in libertà l'anidride cromica di color rosso-mattone vivo: o rosso violaceo intenso.

Si preparano i cromati con la calcinazione della mina di cromo e l'acido nitrico combinato alla potassa, ossia col nitro, o col clorato di potassa. La pasta di cromato potassico, messa nell'acqua bollente, dà il cromato combinato all'anidride cromica: con questa si prepara il cromato di bario, e col cromato di bario per doppia sostituzione ottiensì qualunque cromato solubile, impiegandone il solfato della corrispondente base. Inversamente, col cromato di potassio ed un altro sale preparansi i cromati insolubili.

Aggiungendo ad un equivalente di cromato, un altro di acido solforico od acido nitrico, si trasformano i cromati neutri, in bicromati comuni.

Trattando con l'acido fosforico liquido, o concentrato, il bicro-

mato di potassa in soluzione concentratissima, vedesi precipitare l'acido cromico nel fondo del vase, dal quale si può raccogliere.

PERCROMATI. — Sono colorati in azzurro puro, e sono poco stabili.

CARATTERI DEL GENERE. — *Si distinguono pel colore azzurro, e per la facilità con cui spontaneamente ed a debol calore si decompongono con evoluzione di ossigeno nascente.*

Furono preparati trattando il biossido di bario con l'acido cromico: con lo stesso acido e l'acqua ossigenata, che fornisce l'acido percromico solubile interamente nell'etere.

Sono stati scoperti da *Borreswill* e poco studiati.

Distillando un mescolglio di cromato con sal comune ed acido solforico, si ottiene un liquido rosso arancio fumante di *anidride clorocromica* $= \text{CrClO}_2$, nella quale un equivalente di ossigeno è sostituito dal cloro isodinamico.

CROMO. — Si ottiene col cromato di mercurio riscaldato in una corrente d'idrogeno l'anidride cromosa Cr_2O_3 : questa si trasforma in cloruro, che poi si riduce col potassio o sodio, o col carbone. L'ossalato di cromo ridotto col calore dà il metallo.

Serie del manganese.

Forma il manganese i *manganati* e *permanganati*, generi salini specialissimi; coi tipi

$\text{Mn O}_3, \text{MO}$ manganati neutri

$\text{Mn}^2\text{O}^1, \text{MO}$ permanganati.

MANGANATI. — Sono quasi tutti colorati in verde; quantunque poco studiati: ad eccezione delle due specie di potassio e di sodio.

CARATTERI DEL GENERE. — Si riconoscono, perchè *in contatto di un acido diluitissimo, si trasformano in permanganati rossi, e precipitano ossido di manganese.* Si scompongono facilmente col calore ed in contatto di sostanze organiche.

L'anidride non si è isolata ancora.

Si preparano riscaldando al rosso bianco il perossido di manganese con la potassa, o la soda ed un corpo ossidante (nitro o clorato di potassio): inoltre con questo sale si preparano gli altri per doppia sostituzione.

PERMANGANATI. — Sono più stabili dei manganati; si riconoscono dal perchè, *bruni all'aspetto, danno una soluzione rosso-vinosa; con precipitazione d'idrato di perossido di manganese.*

L'acido permanganico $\text{Mn}^2\text{O}^1, \text{HO}$ si ottiene in masse brune e cristalline, decomponibili per l'acqua con eliminazione d'idrato di biossido. È alterabilissimo all'aria; si scompone con l'aumento di

temperatura di 70°, e col contatto delle sostanze organiche, e degli acidi solforoso ed iposolforoso.

Si prepara il suddetto acido scomponendo il permanganato di barite con l'acido solforico. Il permanganato potassico si ottiene facendo passare il manganato per l'azione dell'ossigeno nascente. Si ricava ancora secondo *Wöhler e Gregory* riscaldando per circa due ore perossido di manganese, clorato di potassa, e potassa caustica. Il prodotto brutto è trattato con 200 di acqua, filtrato sopra un filtro di vetro pesto, concentrato il liquore fornisce il sale puro, da cui per mezzo dell'acido solforico raffreddato si ricava l'acido.

MANGANESE. — Non si ricava il metallo da questi preparati, ma dal protossido di esso radicale col carbone: e sarebbe da tentarsi la decomposizione del cloruro per mezzo dell'idrogeno o del vapore di zinco al color rosso. Coll'ossido di manganese bastante carbone ed un metallo libero (Cu, Fe, Zn, Sn ec.) si ottengono leghe speciali cristalline e poco ossidabili.

Serie dello stagno.

Abbraccia la serie dello stagno due generi ben distinti gli *stannati* cioè, ed i *metastannati*. Essi si rappresentano colle formole:

$\text{Sn O}^2, \text{MO}$ stannati neutri

$\text{Sn}^5\text{O}^{10}, \text{MO}, 4\text{HIO}$ metastannati.

STANNATI. — Gli stannati cristallizzano facilmente e si conoscono anidri e combinati coll'acqua.

CARATTERI DEL GENERE. — Sono *incolori, si decompongono e precipitano per l'acqua un idrato gelatinoso di biossido di stagno. Con l'ebollizione dell'acqua e con il disseccamento si trasformano in ossido di stagno anidro giallastro, insolubile negli acidi a freddo.*

Si preparano facendo bollire il bicloruro di stagno con l'idrato di potassa o di soda, o l'ossido di stagno anidro con le medesime basi.

METASTANNATI. — Sono amorfi ed incristallizzabili, e tutti contengono quattro equivalenti di acqua in combinazione. Non possono esistere allo stato anidro, e passano in acido stannico ordinario col disidratarsi.

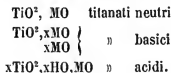
CARATTERI DEL GENERE. — Ai cennati caratteri aggiungendo: *che se si agitano nell'acido nitrico od idroclorico in cui si sciolgono, nè l'acido solforico diluito, nè il concentrato lo solvono a freddo. Si caratterizzano così tutti i metastannati.*

Si prepara il metastannato di potassa con la soluzione dell'idrato di biossido di stagno nella potassa caustica a freddo: il soluto abbandonato nel vòto genera una massa gommosa; la quale per doppia sostituzione produce tutti gli altri metastannati.

STAGNO. — Da questi corpi non si ottiene il metallo, ma dall'ossido natio, che è l'anidride Sn^2O^4 , col carbone al fuoco di riduzione.

Serie del titanio.

Il titanio produce un sol genere nella serie dei suoi composti e questi sono i *titanati neutri*, gli *acidi*, ed i *basici*, dai tipi:



TITANATI. — Sono questi sali leggermente giallastri, insolubili e facili a decomporsi, se sono neutri, con l'ebollizione nell'acqua. Questo liquido bollente li divide in titanati acidi combinati all'ossido di titanio, detti *titanati basici*.

CARATTERI DEL GENERE. — Si distinguono siffatti sali perchè, *ridotti mercè il fosfato ammonico sodico in massa vetrosa, ed agguinandovi dello stagno, danno un vetro rosso porpora traente all'azzurro, che aumenta d'intensità pel raffreddamento, fino a divenir nero, se il titanato è un poco eccedente; e perchè decomposti a freddo con l'acido solforico, o col solfuro di potassa acido danno una soluzione limpida che si fa bianca col riscaldamento. Saggiata la soluzione con acido idroclorico ed una goccia d'infuso di noci di galle ha un color rosso-violto particolare.*

Secondo *Laugier* si preparano i titanati sciogliendo la massa che si ottiene dalla fusione della potassa col rutilo (titanato di ferro) nell'acido idroclorico, e precipitando l'acido titanico con l'ossalato ammonico; con questo poi direttamente vengono a prepararsi i titanati.

TITANIO. — Secondo *Laugier* può ottenersi il titanio, riducendo l'anidride titanica col carbone, in un crogiuolo tapezzato di carbone, ovvero il suo ossalato.

Serie del molibdeno.

I *moliddati*, sono il solo genere di composti di questa serie. *Struwe* ha fatto un lavoro in cui rapportando l'acido a due equivalenti di base si hanno i seguenti tipi :

$\text{MoO}^3, \text{M HO}^2$	moliddati acidi
$\text{MoO}^3, \text{M MO}^2$	» neutri
$\text{MoO}^3, \text{N}^2\text{H}^2\text{O}^2$	» ammonico
$3\text{MoO}^3, \text{M HO}^2 + 2\text{HO}$	isomoliddato acido
$3\text{MoO}^3, \text{M MO}^2 + 5\text{HO} + 2\text{MO}$	» basico
$4\text{MoO}^3, \text{M MO}^2$	paramoliddati
$5\text{MoO}^3, \text{M } \frac{2}{3}\text{MO}^2 + 9\text{HO}$	omomoliddati
$5\text{MoO}^3, \text{M } \frac{2}{3}\text{M}^2\frac{2}{3}\text{O}^2 + 16\text{HO}$	onomomoliddati
$6\text{MoO}^3, \text{M } \frac{2}{3}\text{M}^2\frac{2}{3}\text{O}^2 + 10\text{HO}$	polimoliddati.

Però avvertendo che questi tipi non sono comparabili ai due equivalenti di acqua HO , HO come gli altri sali, ma offrono analogia coi silicati o con tipo a $2\text{HO} + 2\text{HO}$.

In siffatti composti inoltre si riguardano isodinamici tanto i metalli M , quanto i metalli $\text{M } \frac{2}{3}$, cioè i radicali protossidi ed i radicali sesquiossidi.

CARATTERI DEL GENERE. — Questi composti si distinguono, perchè : *trattati con l'acido nitrico in piccola quantità danno un precipitato bianco solubile in un eccesso di acido; nel quale liquore diluito posto una lamina di zinco si genera un colorito azzurro, poi verde, in seguito bruno o nero. Se invece dello zinco si mette del rame il liquore si fa rosso e trasparente.*

Questi sali hanno un sapore metallico particolare.

Si preparano coll'ossido idrato e le basi direttamente : anche per doppia sostituzione del sale alcalino, con un altro composto della base di cui si richiede il sale. Non che scomponendo un sale ammoniacale con un acido, per ottener l'ossido idrato che poi si unisce con gli ossidi basici direttamente.

MOLIBDENO. — Il metallo si ottiene riducendo l'anidride molibdica MoO^3 per mezzo del carbone, o dell'idrogeno al calor rosso; o per l'ossalato puro.

Serie del tunsteno.

La serie del tunsteno offre diversi sottogeneri, ossia modificazioni di composizioni nelle singole specie. Il *Laurent* fu il primo nel 1847 a dimostrare esservi diverse specie di tunstati con acido ad equivalente poliatomico: e recentemente *Lotz* ha confermato ciò che il precitato *Laurent* avea stabilito: talchè volendo mettere in serie siffatti composti si avrebbero i sali corrispondenti formolati con

$\text{WoO}^3, \text{M MO}^3$	tunstati detti basici
$\text{WoO}^3, \text{N}^2\text{H}^6\text{O}^3$	tunstato biammonico
$\text{WoO}^3, \text{M H O}^3$	tunstato a due basi diverse
$2\text{WoO}^3, \text{M H O}^3, 4\text{HO}$	pirotunstati
$3\text{WoO}^3, \text{N H}^4\text{HO}^3, 4\text{HO}$	isotunstato
$4\text{WoO}^3, \text{N}^2\text{H}^6\text{O}^3$	paratunstato ammonico
$5\text{WoO}^3, \text{MMMO}^3, \text{xHO}$	omotunstati-tripli
$7\text{WoO}^3, \text{MMMO}^3, 8\text{HO}$	politunstati-tripli.

Dalle quali formole rilevasi, che vi sono sei gruppi distinti di acido tunstico anidro in sali speciali: dei quali il gruppo WoO^3 , è quello dei tunstati comuni metallici.

CARATTERI DEL GENERE. — *I tunstati alcalini decomposti coll'acido nitrico molto diluito (secondo Anthon) danno un idrato di acido tunstico col riscaldamento, che si depone in massa bianca gelatinosa col raffreddarsi del liquido. Questa massa raccolta e riscaldata diventa bigio-gialliccia, brillante ed opaca, con contrazione di volume. Se poi si abbandona la massa gelatinosa, sul filtro, o sull'acqua, diventa azzurra o violetta all'aria.*

Si distinguono poi i politunstati 7WoO^3 da quelli 4WoO^3 ; perchè, ridotti in sali ammoniacali, non precipitano per l'aggiunta dell'acido nitrico o cloridrico bollenti; nè l'aggiunta dopo dei carbonati alcalini li altera; quelli a 7WoO^3 danno un precipitato bianco che ingiallisce all'aria, e dà quelli 4WoO^3 . Col nitrato di argento i primi precipitano in bianco, un sale insolubile, i secondi danno niun precipitato: l'aggiunta dell'ammoniaca scioglie il precipitato dei primi e genera precipitato nei secondi, che si scioglie nell'acqua bollente.

Qualunque tunstato poi vetrificato col bifosfato di soda dà un vetro giallo, al fuoco d'ossidazione, il quale diventa azzurro al fuoco di riduzione.

Si preparano colla mina detta *Wolfram*, la quale trattata in pol-

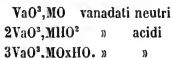
vere con l'acido cloridrico addizionato di acido nitrico, dà un acido tunstico bruto, il quale lavato con l'acqua acidolata dall'acido idroclorico, si satura con l'ammoniaca, che fornisce un sale atto a depurarsi dal ferro, e dall'acido moliddico. Il sale ammoniacale per doppia sostituzione produce tutte le altre specie che si considerano.

TUNSTENO. — Lo si prepara con somma difficoltà per la sua infusibilità, riducendo l'acido tunstico per mezzo dell'idrogeno secco al calor rosso chiaro, o l'ossalato di monossido.

Si può ottenere benanco riducendo per lo zinco il tunstato ammonico per via umida; raccogliendo il precipitato, e riscaldandolo col carbone o coll'idrogeno fortemente in appositi apparati.

Serie del vanadio.

Nella serie del vanadio ci sono i *vanadati* e *vanaditi* i quali hanno per formole i tipi :



L'acido vanadico salificato non pare sia stato bene studiato, poichè dovrebbe presentare composti analoghi al moliddeno ed al tunsteno: nè gli studj ultimi han precisato cosa alcuna.

CARATTERI DEL GENERE. — Sono insolubili tutti nell'alcool, no hanno sapore metallico, e non si scompongono al calor rosso. Si distinguono, perchè coloransi le loro soluzioni acquose in giallo, o rosso, con gli acidi deboli; e se gli acidi sono energici dopo qualche tempo il colore svanisce. Inoltre questi composti trattati con un sale solubile di bario, producono un precipitato giallastro leggiero, che svanisce dopo un giorno.

Questi sali hanno due modificazioni isomeriche, una che è gialla, l'altra bianca, se sono neutri; se acidi, il colorito loro è fosco fino al rosso fosco.

I *vanaditi* sono poco studiati e l'anidride vanadosa VaO^2 è un ossido indifferente, perchè si unisce come base e come acido.

Si preparano direttamente con l'anidride idrica e le basi idrate: oppure col cloruro e le basi idriche: o meglio col cloruro e l'ammoniaca per avere l'ossido idrato, poi con quest'ossido e le basi: finalmente per doppia sostituzione di un vanadato alcalino, ed un sale solubile di altra base.

VANADIO. — Si ottiene dalla riduzione per mezzo del carbone e dell'idrogeno dell'anidride vanadica e vanadosa al calor rosso: e

riducendo il cloruro per l'idrogeno al calor rosso. L'anidride vanadica si ottiene trattando le scorie dell'affinaggio della ghisa col nitro ed il carbonato potassico riscaldato per più di un'ora al calor bianco, indi trattata la massa con l'acqua, e precipitando col cloruro baritico, che dà un vanadato impuro di bario, con fosfato, da cui poi si ricava il sale puro.

Per la serie del *tantalio*, *niobio*, *pelopio*, *ilmenio*, *palladio*, *rutenio*, non si possono dare indicazioni precise in un Manuale delle conoscenze principali della Scienza.

Serie del bismuto.

Il bismuto per pochi *bismutati* forma serie distinta.

Questi sali sono di color rosso sanguigno. Si riconoscono perchè, *riscaldati con un acido a 130° formano l'anidride bismutica* BiO^3 , *che ad un calor più forte perde ossigeno e dà perossido di bismuto bruno* BiO^4 .

Si preparano direttamente col triossido di bismuto tenuto in sospensione in un idrato alcalino, nel quale gorgogli il cloro gassoso.

BISMUTO. — Non si prepara; ma ottiensi dal regno minerale cristallizzato, da talune località della Sassonia, Boemia e Transilvania.

Serie dell'osmio.

L'osmio come tipo di serie, presenta due generi di composti distinti, gli *osmiati* e gli *osmiti*; i cui tipi sarebbero da nominarsi:

OsO^3	anidride osmiosa
OsO^3, MO	osmiati
OsO^4	anidride iposmica
OsO^4, MO	iposmiati (osmiati).

OSMIATI. — Gli osmiati non cristallizzano; *si decompongono con l'ebollizione perdendo l'acido osmico anidro, corpo caratteristico per l'azione deleteria sulla pelle, e per la liquefazione al disotto di 100°.*

In un eccesso di alcali a freddo si fanno bruni.

Si preparano direttamente con l'acido e le basi: e per doppia sostituzione di un osmiato alcalino con altro sale.

OSMITI. — Questi sali sono incolori e si distinguono; *perchè gli acidi deboli li decompongono in anidride iposmica* OsO^4 *e biossido di osmio bruno nero. L'acido solforoso nella soluzione alcalina di un osmito produce un precipitato giallo cristallino,*

che contiene un sale di osmio, il metallo alcalino e lo zolfo. *Il cloruro ammonico precipita dagli osmiti un cloruro doppio giallo appena solubile nell'acqua.*

La formola dell'osmito potassico è OsO_3 , K_2O , $2\text{H}_2\text{O}$.

Si prepara versando qualche goccia di alcool nell'osmiato di potassa, che vi precipita una polvere rosa cristallina. Abbandonando l'osmiato di potassa col nitro in soluzione, produce dei cristalli voluminosi di osmito potassico.

L'osmito di sodio cristallizza più difficilmente: gli osmiti delle altre basi sono insolubili e poco stabili.

OSMIO. — Si ottiene il radicale decomponendo pei corpi organici un osmiato ed un osmito: non che decomponendo il cloruro osmico-ammonico pel calore.

Serie dell'oro.

L'oro può rappresentare un tipo di serie nel genere *aurati*, perciocchè l'anidride AuO_3 si unisce più facilmente agli ossidi basici alcalini che agli acidi. I principali aurati sono gli alcalini, e servono magnificamente alla indoratura *elettro-galvanica*, e ad *immersione*.

Si distinguono per le reazioni comuni ai sali a base di oro. Sono solubili negli alcali, nei cloruri alcalini, e nei cianuri.

Si preparano precipitando la soluzione del tricloruro di oro coi bicarbonati alcalini, e facendo bollire in molt'acqua con eccesso di carbonato il precipitato giallo verdiccio che danno.

Da questi sali si ottiene anche l'oro metallico, sia sulle lamine terse di rame, sia sulle foglie di argento, sia su quelle di platino; e questa precipitazione pei soli metalli, o per essi influenzati da una debole corrente elettrica, costituisce la indoratura *sopraindicata*.

ORO. — L'oro intanto esiste in natura allo stato regolino, e combinato coll'argento, e col rame. Lo si ottiene puro, o col metodo della *inquartazione*; cioè, fondendolo con tre parti di argento e trattando la culatta metallica con l'acido nitrico che scioglie l'argento e gli altri metalli, e lascia l'oro puro. Ovvero può ottenersi con trattare i minerali con l'acqua regia, e precipitar l'oro o pel solfato di protossido di ferro, o per l'acido ossalico.

Serie del platino.

Siccome l'anidride platinosa PtO_2 si combina con gli alcali, le terre alcaline cc. così i *platiniti* fan riguardare il platino come tipo di serie generica.

I *platiniti* sono poco studiati, ma possono ottenersi, secondo *Fremy* cristallizzati. Quelli di potassa e di soda sono solubili.

CARATTERI DEL GENERE. — Si riconoscono perchè, *precipitano il platino metallico nelle medesime condizioni dell' oro.*

Si preparano per via diretta, sciogliendo il biossido di platino, ottenuto con l' ebollimento del bichloruro nella soda caustica, raccogliendo il precipitato, e mettendolo nel lessivio della soda.

Il *platino* può ricavarli allo stato metallico in polvere, precipitando con una lamina di rame, una soluzione di cloruro doppio di platino e di sodio, detto in Farmacia *triplo muriato di platino.*

Sotto forma di *spugna metallica* preparasi, riscaldando al rosso il cloruro ammonico-platinico. Come *nero di platino* si ricava dalla reazione del cloruro decomposto da un'eccesso di soluzione alcoolica di potassa caustica; dietro una viva effervescenza che si produce.

La *spugna di platino* è il corpo, che si ottiene con maggior profitto dalla miniera di platino; questa o fusa colla cannella a gas ossidrogeno, o compressa ed arroventata successivamente, fornisce il platino lavorato in utensili vari.

L' *iridio*, il *rodio* ed il *palladio* formano altre serie poco studiate, e di pochissima importanza; essendone i metalli rari.

IRIDIO. — Si ottiene calcinando in erogiuolo di carbone l'osmiuro d'iridio col triplo del suo peso di nitro per più di un'ora; l'osmiuro trasformato in osmiato ed iridiato di potassa, gittasi in forme per ottenere una culatta solida da piccoli pezzi. Questa distillata in grande eccesso di acido nitrico, lascia l'ossido d'iridio, il quale precipitato pel sale ammoniacale, fornisce un cloruro doppio iridico ammonico in belli cristalli, che ridotto dal calore, dà l'iridio nelle forme del sale allo stato metallico.

RODIO. — Si prepara prima il cloruro doppio di rodio e di sodio, il quale si riduce per mezzo dell'idrogeno, e dopo averlo lavato a grand'acqua si asciuga e fonde ad alto calore.

PALLADIO. — Si ricava dalla calcinazione forte del cianuro di palladio, ottenuto perfettamente puro.

Leghe metalliche.

Prendono il nome di *leghe* le combinazioni di due o più metalli fra loro, e sono chiamate *amalgame*, le leghe in cui uno dei metalli è il mercurio. La natura ci offre nel regno minerale poche di queste combinazioni, ma spesso in istato cristallino, il che forma un carattere delle unioni chimiche.

Per molto tempo si è ritenuto che i metalli fossero miscibili fra essi in tutte le quantità, il che escludeva l'idea di chimica combinazione. In seguito ai lavori di *Rudberg* proseguiti dai fratelli

Swanborg si è dimostrato, che la unione dei metalli nella formazione delle leghe non differisce dalle altre unioni chimiche, perchè nell'atto della unione fra certi metalli si verifica evoluzione di calore od abbassamento di temperatura; i prodotti poi hanno spesso una densità maggiore della somma di quella dei componenti, e soventi tenacità e forma diversa di quelli. Questi fatti dunque eliminano l'idea di mescibilità in proporzioni indeterminate; e nello stato attuale si afferma che i metalli si combinano con proporzioni definite; ma che, se non siamo capaci d'isolare questi singoli composti, ciò tiene piuttosto alla mescibilità di essi con uno dei componenti, od al loro grado prossimo di solidificazione. Quindi le leghe metalliche appartengono ad un genere di combinazioni, in cui il metallo, che genera per lo più acidi, dà il carattere generico, quello che suol dare le basi il carattere specifico.

La conoscenza delle leghe presso gli antichi e la importanza tecnologica ha fatto sì, che si è poco lavorato sullo studio delle funzioni dei loro componenti, e molto si è fatto per trovare nuove combinazioni di metalli: avvegnachè la scoperta di una nuova lega crea soventi un nuovo ramo d'industria e ne migliora molti altri. Se ne ha un classico esempio nel bronzo di alluminio al 5; 7,5; 10 per % di alluminio sul rame: non che nell'altro eseguito sulle leghe importanti del manganese col rame, col ferro ecc.

Muschenbroek è stato forse il primo a richiamare l'attenzione dei fisici sulla diversa natura delle leghe metalliche, ed un lavoro comunque incompleto di *Wertheim*, tende a dimostrare che vi è un punto di stabilità nelle leghe in cui i metalli hanno la massima energia di unione; al di quà ed al di là della temperatura in cui la combinazione ha raggiunto questo massimo, i metalli tendono a dissociarsi. E la liquazione n'è pruova convincente. *Laboulay* e *Guettier* con ricerche posteriori mostrano vero questo congetto antico delle combinazioni a proporzioni definite nei metalli.

I fatti dunque che meglio si conoscono intorno a siffatti composti sono la storia compendiate delle loro qualità fisiche e chimiche, per le quali furono applicate con tanto vantaggio.

DENSITÀ. — La densità delle leghe, quantunque dipenda da quella dei metalli componenti, trovasi però soventi aumentata, e diminuita dalla somma delle densità parziali dei metalli semplici.

Questa può simboleggiarsi con $\Delta = \frac{(P + p) Dd}{Pd + pD}$ nel quale simbo-

lo *P* e *p* indicano i pesi rispettivi dei componenti; *D* e *d* le densità di ciascuno; e Δ la densità della lega ottenuta. Così per esempio con 80 di rame e 20 di zinco si produce una specie di ottone: la densità del rame è 8,85, quella dello zinco è in media 7; ossia

$P=80$, e $D=8,85$: come pure $p=20$ e $d=7$. Or $P+p=100$; $Dd=61,95$; moltiplicandosi fra loro si ha pel dividendo 6195. Egualmente $Pd=560$ e $pD=177$ sommandoli, si ha per divi-

sore 737 onde ridotta la frazione a $\frac{6195}{737}$ il quoziente sarà 8,54; den-

sità calcolata Δ competente a questa specie di ottone. Tre casi possono darsi e l'esperienza li ritrova; cioè la densità può esser superiore alla densità media dei metalli costituenti, ed in questo caso vi è *combinazione con contrazione di volume*: ma se la densità è minore, allora la *combinazione avviene con dilatamento*: tutte le volte poi che il numero corrisponde alla densità media dei componenti, pare allora che vi sia compenso fra i dilatamenti e le contrazioni, ed il risultato derivi dalle leggi a cui soggiacciono le combinazioni metalliche a proporzioni diverse mischiate insieme.

Ciò che si conosce finora si è che il rame alligandosi con Zn, Sn, Bi, Sb dà leghe più dense: come altresì il piombo con Sb, Bi, Ag; l'argento con Zn, Sn, Bi, Pb, Sb; e l'oro con Zn, Sn, Bi.

Tutte le leghe poi di oro col Ag, Fe, Cu, Pb; quelle di ferro con Sb, Pb, Bi; di piombo con Cu e Sn; di antimonio con lo Zn, Sn, Te, Pb; sono tutte in densità più leggiere del peso medio di due di essi.

DUREZZA. — Le leghe sono d'ordinario più dure e più acri di quello fra i componenti che presenta queste qualità più rilevanti. Anche certi metalli molli, come il piombo e l'alluminio per esempio, induriscono immensamente le leghe che producono: il primo può aumentare di molto la durezza dello stagno; il secondo forma il bronzo di alluminio col rame, a cui si può fare acquistare la durezza dell'acciajo.

DUTTILITÀ E TENACITÀ. — Vari metalli rendono le leghe duttili, molli e tenaci in modo singolare. Ma in tesi generale la duttilità e tenacità delle leghe è sempre un poco inferiore a quella del metallo componente più duttile e più malleabile. E soventi questi due caratteri tengono alla più o meno facile cristallizzabilità delle leghe, le quali secondochè hanno testura a cristalli più grossi diminuiscono di duttilità; e vi ha leghe che senza un lentissimo raffreddamento, non sono tenaci affatto.

FUSIBILITÀ. — Le leghe sono generalmente più fusibili, del metallo men fusibile che entra in combinazione, e qualche volta men fusibile ancora di ciascuno dei componenti: come avviene per le leghe in cui entra il bismuto ed il cadmio. In fatto, lo stagno fonde a 228° , il piombo a 330° , il bismuto a 270° , il cadmio a temperatura superiore; ma le loro diverse leghe dette di *Newton*, di *Darcet*, di *Rose*, di *Wood* fondono da 66° a 100° gradi.

Tuttavolta questa legge non è rigorosissima, specialmente allor-

chè l'arsenico e l'antimonio entrano in varie di queste leghe composte.

ELASTICITÀ. — In quanto all'elasticità il lavoro più importante del *Wertheim* fatto sopra una sessantina di leghe binarie mena alle seguenti conclusioni :

a) — Le leghe si comportano quasi come i metalli semplici sotto il riguardo dell'allungamento e delle vibrazioni sonore.

b) — A prima vista riesce quasi impossibile aver nozione della elasticità delle leghe, valutando quella dei loro componenti.

c) — Il coefficiente d'elasticità concorda quasi esattamente con la media dei coefficienti di elasticità dei metalli costituenti.

d) — Il coefficiente di elasticità è tanto più grande, in quanto la struttura della lega è più fitta, i grani sono più serrati e più minuti, e la struttura è più omogenea.

CALORE SPECIFICO. — Le ricerche del *Regnault* sul calore specifico delle leghe han dichiarato, che questo è la media dei calori di tutti i componenti.

In quanto poi ai punti determinati di fusione e di volatilizzazione *Rudberg* il primo e poi diversi altri chimici han dimostrato che seguendo con un termometro il raffreddamento di una lega, in esso notansi due *punti stazionarii* fra quello di fusione e di solidificazione. E per questo fatto si ritiene, che nelle leghe vi ha formazione di uno o due composti a proporzioni definite, che poi si solvono nel metallo o in una delle leghe che fa da solvente. Mentre poi quando la lega è una esatta combinazione in proporzioni equivalenti, il punto di solidificazione e di liquefazione è determinato e sempre lo stesso ; onde diventa per siffatta maniera un criterio di ciò che interviene nella formazione di una lega.

COMPOSIZIONE. — Il giovine chimico americano *Cooke* ha indicato certi composti di antimonio e zinco con caratteri propri interessanti. Fondendo egli 48,8 di zinco con 57,2 di antimonio, ed aspettando che parte della massa siesi solidificata ; adoperando l'artifizio per cristallizzare lo zolfo, cioè decantando la parte liquida, si ebbe nei vuoti molti cristalli che hanno la formola $SbZn^3$, ossia lo *stibiotrizincile*, od il composto stibiammone in cui l'idrogeno fu rimpiazzato dallo zinco. Esso è manifestamente un composto speciale, perocchè solo decompone l'acqua a 100° , svolgendo H^3 e formando Zn^3O^3 . Nè questo è il solo composto di questo genere, se ne conosce un altro che cristallizza in tavole romboidali e corrisponde alla formola $SbZn^2$. E se ricordiamo i lavori di altri moderni autori troviamo Mn^4Fe , ed Mn^2Fe leghe speciose che hanno una durezza straordinaria, ed una testura serrata, essendo capaci altresì di tempera come l'acciajo.

Le principali leghe fusibili di *Wood* sono:

Cd Sn Pb Bi	densità	9,765	punto di fusione	68°,5
Cd ² Sn ² Pb ² Bi ²	»	9,784	»	68°,5
Cd ⁴ Sn ⁴ Pb ⁴ Bi ⁴	»	9,725	»	67°,5
Cd ⁵ Sn ⁵ Pb ⁵ Bi ⁵	»	9,685	»	65°,5.

In queste leghe vi ha un piccolo aumento di densità.

È da ritenersi che ogni Fonditore, ogni meccanico, o metallurgista tiene le sue particolari ricette per ottenere la stessa lega in modi diversi. Per esempio il commercio riconosce tante varietà di ottoni, propri a diversi usi. In effetti, partendo dal rame e zinco possono aversi delle leghe distinte per colore, per tenacità, e per duttilità.

Rame 80, zinco 20, dà ottone giallo a frattura splendente.

- » 84 » 16 giallo più bello, e massa più tenace
- » 86 » 14 giallo più vivo, e pulimento più bello
- » 88 » 12 color dell'oro a grana serrata e pulimento bellissimo.

E ciò che notiamo per l'ottone si dee intendere per il bronzo, il tombaco, e tutte le altre leghe quattruple e bianche.

In generale, ciò che dee ritenersi per guida in siffatto studio e non obbliare, si è :

1°. Nella liquefazione delle leghe di più metalli *Rudberg* ha notato un raffreddamento a periodi determinati nella massa liquida, in cui al primo il termometro si arresta per qualche tempo, e si forma un composto definito: dopo questo, ne succede un secondo, e pare si formi una nuova combinazione; alla quale ne succedono altre, fino a che tutta la massa non sia solidificata.

2°. Se si ha modo di far uscire dal contatto uno dei componenti metallici della lega, o per la colatura, o per qualunque altro mezzo, operazione che prende il nome di *liquazione*, si possono isolare delle leghe definite, e qualche volta in cristalli determinati. L'esempio ce lo somministrano gli antimonjuri di zinco di *Cooke* SbZn², SbZn³.

3°. Secondo *Gellert* e *Krast* molti metalli si condensano nello alligarsi: così fra quelli numerati prima vi sono l'oro unito con l'argento il piombo, il bismuto, e lo zinco ; l'argento con lo zinco, il rame, il piombo, il bismuto, l'antimonio, lo stagno; il piombo con lo zinco, il bismuto e l'antimonio ; il mercurio con lo stagno ed il piombo; il bismuto con l'antimonio. Molti altri metalli all'opposto aumentano di volume, e scemano di densità : fra i quali sono a

notare le leghe di oro, col rame, il ferro e lo stagno; il platino col rame; il ferro con l'antimonio; il bismuto e lo zinco; il rame col piombo; lo stagno con lo zinco; il piombo e l'antimonio; lo zinco con l'antimonio; il mercurio col bismuto.

4°. In generale le leghe sono più alterabili all'ossigeno dell'aria che i loro componenti isolati; e spesso molto più fusibili: quale proprietà rende siffatte leghe atte ad impiegarsi come *saldature*.

5°. Vi ha delle leghe naturali manifestamente prodotte da porzioni definite dei componenti; le quali possono esprimersi con formole chimiche. Leghe di oro nativo: AuAg ; Au^4Ag ; Au^6Ag ; Au^5Ag ; $\text{Au}^{\frac{1}{2}}\text{Ag}$.

Amalgama di argento Hg^8Ag .

Leghe di rame: CuPb^2 ; Cu^2Pb .

Leghe di stagno Sn^3Pb^6 : lega che si solidifica costantemente a 187° Sn^3Zn ; ed $\text{Sn}^3\text{Zn} + 2\text{PbSn}^3$ lega tripla.

Siccome le leghe sono scoperte per lo più dagli industriali, i quali hanno interesse di nascondere la composizione loro, così la nomenclatura delle cennate sostanze è empirica. Di vero *ottone*, *bronzo*, *tombacco*, *similoro*, *vermiglio*, *argentone*, *oreide*, *maillechort*, *metallo brittannico*, *rame cedro*, *saldatura d'oro*, *di argento* ec. nulla rivelano intorno alla loro origine. Le sole *amalgame* indicano la esistenza del mercurio nella loro composizione.

Fra le cose notevoli intorno alle leghe, èvvi a ricordare: che vi ha il piombo e lo stagno che, alligandosi in certe proporzioni, si accendono e bruciano ossidandosi: lo stesso fa l'amalgama di potassio, che fornisce dopo la combustione potassa ed ossido rosso di mercurio: che molte leghe in cui entra il bismuto acquistano il carattere di fondersi alla temperatura di 90° a 265° , e se vi si mischia il cadmio possono fondersi fino a 65° gradi.

Si preparano le leghe con diversi metodi, fra i quali il più generale è la fusione ed il meschiamento. Per ottenerle bisogna liquefare prima il metallo men fusibile a parte, e poi mischiarvi l'altro metallo in fusione. Quando i due metalli hanno lo stesso grado, o gradi prossimi di fusione si possono fondere unitamente in crogiuolo, ma covrendone la superficie o con un corpo liquido organico, come olio, sego, o polvere di carbone, onde impedirne la ossidazione. Poche leghe, bronzo ed ottone, si preparavano dagli antichi con la riduzione degli ossidi minerali, operata dal carbone ad alta temperatura.

La fabbricazione delle leghe costituisce una speciale arte, che dicesi del *Fonditore*, la quale meriterebbe delle conoscenze chimiche accurate, ma che sta in molti paesi in mano d'industriali empirici.

L'analisi delle leghe metalliche è il problema più facile dell'a-

nalisi chimica, basta che ricordi l'allievo di trovare un dissolvente acido che sciolga tutti i metalli; dal quale soluto può eliminare uno per volta i corpi semplici allo stato di ossidi o di solfuri atti ad esser precisati. Da ultimo le leghe diconsi *binarie*, *ternarie*, *multiple*; secondo il numero di due, o tre, o più metalli che le costituiscono.

Nei trattati dell'arte del fonditore si trovano le ricette empiriche, che meglio versano sulle diverse applicazioni, e che non possono venire tutte enumerate in quest'opera ma che per non defraudare i nostri discenti dell'ISTITUTO TECNICO DI NAPOLI ne indicheremo le più importanti.

Principali leghe in uso.

Monete di oro in Francia: oro 900 parti rame 100

Vasi e minuterie: oro 750 a 920, rame 250 a 80

Monete francesi d'argento: argento 950, rame 50

Vasi preziosi e ciselli: argento 950, rame 50

Gioielleria: argento 800, rame 200

Bronzo per cannoni: rame 800, stagno 110

Cimbali e tam-tam: rame 800, stagno 200

Metallo sonoro: rame 780, stagno 222

Specchi dei telescopii: rame 670, stagno 330

Bronzo d'alluminio: rame 90 a 95, alluminio 10 a 5

Crisogale: oreide rame 90, zinco 10

Ottone: rame 65, zinco 35

Argentone: rame 50, zinco 25, nichel 25

Carattere da tipografo: piombo 80, antimonio 20

Metallo britannico: stagno 100, antimonio 8 bismuto 1, rame 4

Vasi da sorbettieri e robinetti per acqua: stagno 92, piombo 8

Metallo per misure di liquidi: stagno 82, piombo 18

Saldatura del piombo: stagno 66, piombo 33.

Ponendo termine qui a tutto ciò che può servire al giovine discente per la soluzione del problema analitico, siam di credere di avergli additata la via più breve per venire a capo di ogni ricerca. Imperocchè un corpo, se ha caratteri che accennano un *composto definito*, dee di necessità essere un sale a base minerale od a base d'idrogeno, essere cioè un sale od un acido: essere un sale binario (ossido, solfuro, cloruro ... fosfuro, arseniuro ... carburo ec.) od un acido a radicale semplice o composto. In questo caso debbono in esso ritrovarsi le qualità speciali del genere cui appartiene. Ond'è che con le reazioni indicate nelle serie generiche si viene a capo della determinazione, di un cloruro, od un clorato; di un solfuro od un solfato, di un fosfuro od un fosfito, o

fosfato ecc. Ove poi si ha mestieri d'individuare la specie, le cognizioni *analitico-esplorative* poste a pag. 261 della I^a parte sono più che sufficienti per servir di guida a chi vi si dedica.

Rigorosamente parlando, lo studio elementare qui viene assolutamente completo: ed il giovine che sapesse le qualità dei corpi semplici le più interessanti, i fenomeni che precedono, accompagnano e seguono la metamerfosi, con le leggi che la sostengono: e la metamorfosi ravvisa nella decomposizione, nella combinazione e nella trasposizione; ed inoltre sà riconoscere un composto pel genere e la specie cui appartiene: questo giovine, ragionando con siffatte cognizioni è in grado di leggere ogni trattato di Chimica, e d'intenderne tutte le parti.

Ma poichè l'uso, tiranno e non amico del sapere, ha diffuso il sistema di far entrare nella storia particolare di questo o di quel corpo una somma di cognizioni, che per chiarir l'argomento confondono la mente, così anche noi aggiungeremo una parte descrittiva dei principali corpi, come inizio dello studio particolare da farsi prima di passarsi ai Trattati.

Questa parte sarà sempre incompleta, ma varrà per far preparare i giovani acconciamente alla risposta, od alle risposte per gli esami; essendochè l'insegnante avrà avuto il tempo di avvezzarli a ragionare in modo da passare dal generale al particolare e viceversa.

ATMOSFERA

Per *atmosfera*, ed *aria atmosferica*, s' intende in chimica lo strato fluido che circonda tutto intorno come una zona il nostro pianeta, e che rappresenta un miscuglio di materie diverse, semplici e composte di cui talune si risguardano come essenziali, costanti, o variabili fra certi limiti di proporzioni relative; altre vi hanno una esistenza temporanea, e sono un'accidente di certe regioni della stessa terra.

L'aria è tenuta dalla forza di gravitazione della terra limitata nello spazio, quindi ha un' altezza media di circa 50 leghe italiane, perciocchè, se la tensione elastica dei fluidi è in ragione della pressione che soffrono, essi si dilatano meno per quanto più trovansi dilatati o poco compressi: così p. es. l'aria della superficie del suolo è più densa, e discostandosi va scemando di densità a gradi a gradi, quindi deve arrivare ad un punto in cui la sua forza elastica, controbilanciata dalla gravitazione terrestre, segna il limite della sua altezza.

La figura della zona aerea debb' essere sferoidale come quella del pianeta che investe, con l'asse maggiore all'equatore, perchè in queste regioni il calore irraggiato della terra è più grande per dilatare quel fluido. Nei poli si ha un'aria più densa; e l'agitazione che si produce per lo meschiamento a cui tendono questi diversi strati dell'aria, la diversa loro relazione elettrica a cui soggiacciono per le singole materie che la compongono, formano le correnti aeree che chiamansi *venti*, e producono le diverse meteore che ora ci spaventano, ora ci offrono uno spettacolo ammirevole, che il volgo vede con sorpresa e stupore.

Siccome questo fluido è presente a tutti gli atti della vita degli animali e delle piante, siccome viene illuminato dai raggi del maggior pianeta, così esso conserva o trasmette di continuo i suoi moti ritmici agli esseri, i quali ne soffrono lo stimolo, nel quale forse risiede la organizzazione e la vita. E tutte le metamorfosi a cui soggiacciono lentamente i minerali, tutti i fenomeni chimici che impariamo a produrre richiedono la conoscenza delle qualità dell'aria e la sua composizione, perchè si possa calcolar l' influenza delle singole materie nei fatti osservati.

L'atmosfera si compone di due gas permanenti di natura semplice l'*ossigeno* cioè, ed il *nitrogeno*; di due corpi composti coercibili l'*acqua* e l'*acido carbonico*; i primi essenzialissimi pei fenomeni della respirazione degli animali, tutti e quattro bisognevoli per lo sviluppo, incremento, e riproduzione dei vegetali, e per la esistenza degli esseri. La proporzione quasi costante dei primi e la relativa relazione dei due corpi variabili in quantità fra

segnati limiti, ha dato luogo a considerare il miscuglio di questi soli corpi, come *aria atmosferica*.

All'ossigeno dunque, *nitrogeno*, *acqua* ed *acido carbonico*, vuolsi riconoscere ed aggiungere l'*ammoniaca*, il *solfuro d'idrogeno*, varie maniere d'*idrogeni carbonati*; l'*acido nitrico*, il *nitrito d'ammonio*, l'*acido cloridrico*, che si formano spesso per condizioni speciali della massa aerea, e vi si trovano in piccole quantità, non che l'*idrogeno* ed il *jodo*; ed una nuova maniera di essere dell'ossigeno o dell'azoto, che in questi ultimi tempi si è osservata, e che si è detta *ossigeno nascente*, *elettrizzato*, od *ozono*, i quali non bene ancora si conoscono dai chimici. Inoltre nell'aria nuotano corpicciuoli leggerissimi di materie inorganiche, miriadi di uovicini di animali, di piante e sostanze dipendenti dai fenomeni di putrefazione, dalle eruzioni vulcaniche, e sono accidenti di alcuni paesi: tutto ciò vi serba una esistenza eventuale, come anche l'aroma dei fiori, e contribuiscono sull'irraggiamento della luce e del calore siccome ha dimostrato il *Tindall*. Tutta questa massa complessa forma l'aria comune, che nella totalità sua dicesi propriamente *atmosfera*, e meglio *ambiente*.

Riguardandola in massa come un sol corpo, l'aria è un fluido elastico, incoercibile, trasparente, che refrange i raggi di luce, e guardata a traverso strati molto spessi, offre un color cerulco, non ha odore di sorta, nè sapore caratteristico. Un volume di determinata mole, si considera generalmente con un peso eguale alla unità, ai quali si rapporta il peso degli altri fluidi. La sua gravitazione è accusata dal *barometro* che al livello dei mari segna un'altezza media di 760 millimetri di mercurio, a 0° temperatura, un litro cubico, pesa 1 grammo 2932 dieci millesimi: onde rapportando questo peso all'egual volume di acqua alla massima densità, risulta l'aria 770 volte più leggiera di quella, ed è 14,44 volte più pesante dell'idrogeno. In contatto di un disco di macchina elettrica in movimento, l'aria contrae odore particolare; ed acquista il carattere di decomporre i joduri alcalini, mettendone a nudo il jodo. Essa è il mezzo pel quale noi abbiamo l'idea del suono, pel quale possiamo respirare, ed esercitare i nostri movimenti abituali; quantunque a termine medio ogni uomo soffra un peso di 30 a 40 mila libbre su di sè, calcolandosi il volume superficiale del suo corpo ad 1 metro od 1,75 in media proporzionale.

COMPOSIZIONE DELL'ARIA. — Secondo gli accurati sperimenti di *Brunner* e *Verver*, confermati da *Dumas* e *Boussingault*, non che da *Bixio* ed altri, 100 parti di aria depurate di acido carbonico, di acqua ed altre materie, contengono al massimo 23,15; ed al minimo 22,95 di ossigeno, la cui media sarebbe 23,01 circa, per l'os-

sigeno, e 76,99 di nitrogeno. Dividendo questi numeri per la densità dei due elementi allo stato fluido si ha

$$\text{Gas ossigeno} \quad \frac{23,01}{1,1037} = 20,81$$

$$\text{Gas nitrogeno} \quad \frac{76,59}{0,072} = 79,19 :$$

il quale rapporto in volume è poco o nulla diverso dalle osservazioni dirette che sono state fatte.

Quanto all'acido carbonico ed all'acqua abbiamo le ricerche di *De Saussure* e di *Verver* che fanno oscillare il primo fra 5,25 a 3,33 che in media dà 4,17 per 10,000 volumi di aria ; e l' acqua oscilla fra 88,50 e 79,70, in media 84,70 per gli stessi 10,000 di aria atmosferica. Al postutto l' aria in dieci milioni di volumi si compone di

Ossigeno	20,83055
Nitrogeno	79,18058
Acido carbonico	00,00417
Acqua	00,08470
	100,00000

E tale mischianza vien considerata nelle scuole come l' aria atmosferica normale, il che è arbitrario quando vuolsi prender conto della influenza dell'atmosfera ambiente nei fenomeni fisiologici.

L' ambiente atmosferico è da studiarsi nel suo complesso, ed il preteso miscuglio di 21 di ossigeno e 79 di azoto, ripetuto da tutti i chimici, è un corpo supposto arbitrario, e non mai l'*aria atmosferica*. La quale dovendo esser utile alla organizzazione, lo è per la presenza dell' acqua, dell' acido carbonico, dell' ammoniaca, e per la sua mutabilità sotto le fisiche variazioni a cui l' atmosfera va soggetta. Gli odori, i miasmi, le esalazioni animali e le vulcaniche, e la continua diversità delle forme del vapore acquoso, influiscono sulla trasparenza dell' aria, e sono atte a regolare l'irraggiamento del sole nel giorno, e quello della terra nella notte per sostenere il rapporto termico dell' ambiente e dei fenomeni vitali degli esseri.

ANALISI CHIMICA DELL' ARIA *. — L' ossigeno si determina con la

* Indichiamo semplicemente i modi di riconoscere la esistenza delle speciali materie di questa atmosfera : essendoci paruto inutile dare i particolari delle operazioni in un' opera elementare ; imperocchè le determinazioni aerometriche, sono un problema delicatissimo di analisi chimica ; e colui che si volge a tali ricerche ha bisogno di cognizioni pratiche e teoriche molto profonde.

combustione lenta del fosforo, con l'ossidazione del ferro umettato, col protossido di ferro precipitato di recente, con una soluzione alcalina di acido pirogallico, col biossido di azoto, col rame sporco di acido solforico, col riscaldamento del mercurio, del piombo, e del rame al rosso, sempre in un volume determinato di fluido: non che colla barite caustica riscaldata al rosso nascente che passa a biossido. L'*acqua* si valuta col cloruro di calcio fuso, coll'acido solforico concentrato e puro, coll'acido fosforico anidro, col carbonato di potassa puro e secco. Nella quale operazione si pesano prima le sostanze igroscopiche, poi si rinchiudono in porzioni determinate di aria, quindi si ripesano dopo che hanno assorbita l'acqua; dal peso poi si passa al volume. L'*acido carbonico* vien determinato colla potassa o soda caustica fuse; con egual maniera come si pratica per l'acqua. L'*azoto* si ottiene sempre per differenza ed in volume; perchè privata una quantità di aria di ossigeno, di acqua, di acido carbonico, ciò che resta è azoto. L'*ammoniaca* si determina col far passare una gran massa di aria a traverso l'acido solforico puro, che dopo conterrà solfato di ammoniaca. L'*idrogeno* puro, ed i *carburi* di esso, vengono valutati col privare l'aria di ossigeno prima, poi mischiarla con volumi eguali di ossigeno ed idrogeno; e farli detonare in appositi apparati (detti eudiometri); il volume dei due fluidi scomparso nella combustione, essendo maggiore di quello che dovea scomparire per l'idrogeno impiegato, indica che si è consumato l'ossigeno, proporzionato all'idrogeno che nell'aria si contenea. L'esistenza dell'*acido cloridrico* viene annunziata dal nitrato di argento diguazzato nell'aria, o fatta passare l'aria come corrente in una bottiglia contenente il nitrato. Le *sostanze organiche*, si rivelano, disponendo un apparecchio che spinga l'aria a traverso un matraccio ove esista l'acido solforico molto caldo, il quale si annerisce per la sua azione disorganizzante al contatto delle sostanze che l'aria vi adduce. L'*ossigeno* nascente vien dimostrato da un pezzo di carta bagnato in una soluzione di joduro di potassio puro, in cui si è posto l'amido cotto, e che si espone all'aria. Questo si colora in violetto più o meno fosco per l'azione dell'ossigeno nascente sul joduro, che mette il jodo in libertà, e che l'amido rivela. Finalmente nelle acque di poggie uragano, se si è trovato l'acido nitrico combinato con l'ammoniaca. Quanto al *jodo* alcuni lo ammettono altri ne ha dimostrato nulla la esistenza nell'aria.

Fenomeni fisici che avvengono nell'atmosfera.

In questo studio chimico dell'ambiente atmosferico non possiamo svolgere minutamente la serie dei fenomeni che la *Fisica meteorologica* ha impreso a studiare in questi ultimi tempi. L'argo-

mento è così vasto, ed ha una importanza sì grande nei fenomeni della organizzazione cosmica da sgomentare le menti più vaste, e più accurate nelle ricerche. La cognizione della composizione chimica dell'ambiente, serve per intendere molti fatti della vita vegetale ed animale degli esseri. Ma le leggi della vitalità ed energia di questi esseri dipendono altresì dal peso più o meno grave dell'ambiente, dal suo stato elettrostatico, dalla sua trasparenza od opacità pei raggi luminosi e chimici del sole, e dalla concomitanza e correlazione di due o più di questi fenomeni: ciò deve meglio discutersi nella parte che tratta dei fenomeni fisiologici della vita, ma ora chiamando *dinamismo* dell'ambiente l'azione incessante della sua fisica attività, possiamo accennare in sommario i capi a cui siffatto studio guida, e su cui molto resta a fare ai meteorologisti, ai chimici, ed ai fisiologi sperimentatori.

PESO. — Le oscillazioni continue del barometro, e di cui oggi si prendono le linee grafiche con istrumenti *autoscriventi*, mentre accennano alla variazione incessante del peso a cui sottostanno i corpi, indicano altresì la direzione per le quali si avverano le correnti.

E veruno studio ci sembra tanto acconcio a dimostrare la inutilità delle osservazioni dei fatti senza il conforto della comparazione, della speculazione ideologica che ritrovi e sveli una legge che governa la riapparizione di certi fenomeni, quanto la meteorologia atmosferica. Per lungo tempo sonosi ammassati fatti ed osservazioni, si sono registrate le date, si è precisata l'analogia e la identità di questi fenomeni e di quelli, ma niun costrutto si è ricavato prima che sia cominciato un periodo d'investigazioni ideologiche, o che lo spirito non abbia formolato leggi probabili che ci permettono prevedere ed annunziare una tempesta, un uragano, la qualità, la direzione o la durata di un vento. Oggi questo dato si è colto, ma non è tutto ancora, e molto resta a farsi per siffatti studi. Però l'esattezza delle osservazioni registrate e delineate dagli stessi strumenti, debbono nel caso della barometria convincerci, che l'ambiente opera di continuo su di noi, e non può un peso variabile non influire sulla energia dei nostri movimenti. L'uomo è come un pesce che nuota nell'acqua pesante del mare, e se lo si passi nell'acqua leggera potabile per un istante, e poi lo si rituffi nell'acqua marina, e così di seguito, certo la esistenza di quest'essere non potrebbe non risentirne.

CALORE. — La luce del sole irraggiandosi nell'ambiente porta nell'atmosfera una serie di ritmi calorifici, luminosi e chimici che danno al fluido una manifesta influenza dinamica su tutti i corpi. Questa irradiazione diffonde sulla terra maggior copia di raggi per quanto più è elevato il sole sull'orizzonte, ma la terra assorbe questa irradiazione, che penetra fin nello interno dei suoi

strati superiori, al finir del quale, vanno a finire le oscillazioni annue, mensuali e diurne che caratterizzano l'attività della luce calorifica. Or questi moti continui, insensibili e poco valutati spiegano un'attività chimica energica, e fanno le spese di molti fenomeni importanti della vita degli esseri, e forse modificano in mille modi la composizione delle sostanze inorganiche. È vero che dalla superficie terrestre s'irraggia una certa quantità di calore, ossia partono raggi riflessi quando l'atmosfera si raffredda; ma-vi è forte sproporzione fra il calore immagazzinato dallo *strato invariabile*, che i fisici ammettono grandissimo, e quello emesso dal suolo nell'aria. Di conseguenza la temperatura media dell'atmosfera, dipende da questo doppio fatto dell'irraggiamento, il quale si diffonde per lo strato di aria che bacia la superficie terrestre, che è diatermico, cioè poco o nulla atto ad alterare i ritmi calorifici. I fisici è vero che mettono una sproporzione enorme fra le vibrazioni luminose e le calorifiche, ma se noi assumiamo il ritmo medio di un raggio giallo per indicare l'energia dei moti esistenti nell'aria ambiente, troviamo col *Babinet* la corrispondenza a 586 milioni di oscillazioni per secondo, dalla cui energia insensibile innumeri cangiamenti chimici debbono conseguire.

Anche questi fatti del riscaldamento dell'aria, per l'irradiazione notturna della terra è causa concomitante a produrre delle correnti parallele orizzontali e verticali, che muovono di continuo e rimischiano i componenti l'atmosfera.

Tindall per mezzo di esperienze dirette sopra i gas permanenti, i vapori, e gli odori ha dimostrato l'influenza delle molecole di questi corpi che facilitano od intercettano il passaggio dei raggi solari, e modificano la irradiazione. Cosicchè il vapore di bisolfuro di carbonio è il più trasparente fra sette od otto specie di carburi ed eteri composti: siccome relativamente a questi il vapore di cloro acetico è il più opaco. Talchè posti tali corpi fra il sole e la terra, i raggi oscuri calorifici sono o trasmessi od intercettati da tracce di questi corpi esistenti nell'aria. Il patchouli per esempio, assorbe 30 di calore irraggiato; mentre l'essenza di lavanda ne assorbe il doppio (60) l'essenza di cassia 100, e l'essenza d'anisi 372 in circa. Or da questi fatti, come non vedere l'importanza degli aromi diffusi dalla vegetazione nell'ambiente?

E questi fatti, di veruna importanza dapprima, oggi sono secondi di gravi conseguenze, e pare che soltanto per essi si può apprezzare il delicato svolgersi della vita sulla superficie del suolo a contatto della luce, più o meno ricca di calore oscuro.

« Concepiamo, dice il *Tyndall*, che le molecole superficiali della terra sieno animate dal movimento che costituisce il calore, e che questo movimento si comunichi all'*etere ambiente*, que-

« sto movimento è ben presto tolto, e sarebbe del tutto perduto, « se le onde dell' etere non avessero per arrestarlo nel suo corso « eccentrico, l' assorbimento aereo. Ed il vapore acquoso, nell'aria diffusa, togliendo od arrestando il moto delle onde eterree, « si riscalda e cove come un mantello la terra, per proteggerla « dal freddo mortale che patirebbe senza esso ». È vero che non tutti corpi ed egualmente assorbono i vari ritmi calorifici stessi: ma la varia composizione dell'atmosfera che lambisce i grandi mari o la cima dei monti, i luoghi sterili, o fecondi di vegetali, le arie pure delle campagne o le pregne di esalazioni diverse delle città, è un fatto provvidenziale a cui dee riferirsi la varietà delle temperature delle atmosfere stesse, e la più o meno fecondità dei moti luminosi emessi dal sole, e destinati a mantenere sul suolo la energia e la vita degli esseri.

Non a torto dunque i meteorologisti osservano il barometro, il termometro e l' igrometro per dar conto dell' ambiente di un luogo, perchè l' *igrometria* ha una grande ragione di essere per modificare l' irraggiamento solare, e quello della terra, per dare la risultante del *clima* di un dato luogo. La *ruggiada*, il *sereno*, le *nebbie*, i *nuvoli*, le *piogge*, sono tutti fenomeni relativi al vapore acquoso, che cade o si diffonde nell' ambiente per modificar la perdita e l' acquisto del calore atmosferico.

ELETTRICITÀ. — L'elettricità dell'aria a ciel sereno, dopo quella delle nubi scoperta dal *Franklin*, è una ricerca di grande importanza nella meteorologia moderna. *Ermann*, poi *Pelletier*, quindi *Quetelet* prepararono in qualche modo la bella scoperta del nostro *Palmieri*, al quale si debbono le ricerche di elettricità a ciel sereno, e la bella legge da lui trovata, dopo aver modificato l' istrumento ed il modo delle osservazioni. « A ciel sereno l'elettricità statica ambiente è sempre positiva, e divien negativa quando anche a distanza si formano delle nubi che solvonsi in pioggia. A cielo nuvoloso, le nubi fin che non si disciolgono in pioggia, grandine o neve, hanno elettricità positiva, ma meno indensa del ciel sereno ». Quando poi si ha la pioggia, manifestasi grande elettricità sui conduttori, e sui corpi ove cade. Talechè si può ritenere col *Palmieri* che l' *elettricità si appalesa positiva ove cade la pioggia, con una zona di tensione negativa nello ambiente, la quale è seguita e circondata da un'altra zona positiva, discernibile nelle grandi piogge temporalesche.*

E questa tensione elettrica più o meno intensa nell'aria, che opera a seconda del moto e della formazione delle nubi può restare senza influenza chimica, sugli esseri e sui corpi? Possiamo noi parlar di metamorfosi senza supporre che l'elettricità ambiente vi abbia parte? Forse l'ozono non fu scoperto per l'odore che si spande nell'atmosfera dietro un uragano: il che significa ossi-

geno attivo, ossigeno condensato, ossigeno con una energia chimica tragrande ?

Luce.— L'aria, comunque trasparente o *diatermana*, cioè trasparente aneora per i raggi calorifici, questa trasparenza non possiede in modo assoluto e non tutta la luce che s'irraggia dal sole passa per l'aria modificandosi. Le ricerche di *Hassenfratz* sui raggi dello spettro ci avvertirono che l'astro nel momento prima di apparire e prima di tramontare proietta raggi che ci appajono rossi, o arancio-rossi molto intensi. Egli fu il primo ad avvisarci che se la luce non fosse potentemente modificata, e l'atmosfera trasparente, avremmo il sole fortemente bianco in un ambiente nero insopportabile. L'aria dunque filtra quasi la luce, assorbe quei raggi che può meglio, e questa dipinge al nostro sguardo la volta celeste in vario colore, ed ora con energia calorifica più forte, ora con energia più debole la sua volta si para con quel colorito ora azzurro vivo, ora violetto, ora bigio con cui gli oggetti vengono colorati. Il *crepuscolo matutino* e *vespertino* è dunque originato dalla incidenza del sole sull'orizzonte sensibile, ed è vario per durata secondo i diversi luoghi della terra. La scintillazione delle stelle, l'apparizione dell'iride, della Fatamorgana, o del miraggio, sono fenomeni che dipendono dalla incidenza dei raggi solari a traverso l'atmosfera più o meno ricca di vapori, e che modifica il nostro sguardo.

Ciò che però serve al fatto nostro si è l'*azione fotogenica* di questi raggi ; poichè indipendentemente dalle cose notate, questa energia chimica della luce, spiega la più grande influenza sui corpi diversi.

E se prendiamo in disamina i molteplici fatti della *fotogenia* o *fotografia*, noi dobbiamo ammettere un'azion chimica di straordinaria possanza, e quel che è più la trasmissione di questa energia senza contatto, e la persistenza dei moti vibratorii luminosi sui corpi esposti allo irraggiamento. *Niepee de Saint Victor* dimostrò nel 1837 la propagazione dei moti luminosi a distanza, e mise fuori dubbio esser la luce un moto dell'etere cosmico. Più tardi *Edmondo Becquerell* studiò la durata di quest'influenza sulle diverse sostanze, e chiamò *fluorescenza*, la proprietà appalesata dai corpi e dalla luce. Ma lo stesso *Niepee* in continuazione dei suoi lavori sta pubblicando ora una serie di ricerche, che mettono ad evidenza l'energia chimica della luce solare, e la persistenza sua nella luce diffusa per l'atmosfera, indicando le qualità diverse di queste due luci, cioè la *diretta* e la *diffusa*, in relazione con quella *immagazzinata*.

Non è possibile in quest'opera elementare trattare a lungo di ciascun fatto atmosferico dipendente dalle vibrazioni eteriche, che si emettono ora come calore, ora come luce, ora come elettrico,

ora in fine come energia cosmica della più alta significazione: e da cui il giovine può trarre indizii sicuri della importanza dell'atmosfera nei fenomeni chimici i più singolari.

E se a tuttociò aggiungiamo i recenti lavori della spettroscopia e l'analisi delle luci di diversa sorgente, noi non avremo più dubbio del dinamismo multiforme dell'ambiente, e siamo astretti a concludere, che un giorno verrà in cui scoperte le leggi del moto di queste forze, la loro correlazione necessaria, e il grado di energia di ciascuna per produrre effetto, i fenomeni chimici verranno precisati per l'azione di questi agenti e non più invocheremo forze ignote; ammissibili solo per il nome che loro abbiamo apposto, onde coprire e scusare la temporanea nostra ignoranza.

Fenomeni chimici che si effettuano nell'atmosfera.

Da parte i fatti della organizzazione delle piante e la vita degli animali, che rientrano nei fenomeni che han luogo nell'atmosfera, e che vanno studiati nelle applicazioni della scienza alla Fisiologia e Patologia; nell'aria si osservano aver effetto la *ossidazione* e la *nitificazione* che si compiono pei componenti l'atmosfera stessa.

OSSIDAZIONE. — Poichè la combinazione chimica si accompagna coi fenomeni di *luce* e di *calore*, o con le accidentalità della ignizione, l'*ossidazione*, che non è, se non la combinazione degli altri elementi con l'ossigeno, può aver luogo con evoluzione di calore, luce ed elettrico in concomitanza, o può mancare una di queste apparenze per difetto di mezzi atti a valutarle. L'*ossidazione* dunque può esser lenta o pronta, con incandescenza o senza; e va considerata sulle sostanze inorganiche od organiche. In chimica si è consentito addimandare « *ossidazione, l'unione chimica dell'ossigeno coi corpi semplici o composti inorganici; e combustione, secondo la vera idea di Lavoisier « l'unione chimica dei corpi tutti combustibili con l'ossigeno, accompagnata da evoluzione di luce e calore* ». Così ossidasi il piombo, ed il mercurio, il rame e lo stagno, essendo combinazione senza incandescenza; e brucia il solfo, il fosforo, il ferro, il legno, la carta, il carbone ec. perchè queste unioni si avverano con calore e luce valutabili. Vocaboli molto propri ad esprimere questi casi particolari d'intrinsechezza contratta fra i corpi con l'ossigeno, quando manca o sono accompagnati dall'esistenza del calore con la luce, non che dalla *flamma*. Ma, sendo più antico il vocabolo *bruciamento* o *combustione*, i chimici prima e dopo *Lavoisier* han ritenuto come fatto generale la combustione, e come più particolare la *ossidazione* pronta o lenta dei metalli ed altri corpi. Anzi molti dotti han creduto spiegare l'idea del fondatore della Chimica antiflogistica

(*Lavoisier*), ricercando nella definizione da questi formolata, più di quello che l'autore voleva esprimervi. Di qui delle polemiche disquisizioni, che poco o nulla alla scienza han giovato.

Noi ritenendo il significato testuale di sopra espresso, crediamo che la mente sagace di *Lavoisier* nel tempo in cui scriveva, non potea con maggior precisione definire le ordinarie combustioni. Quindi notiamo nei casi d'unione dell'ossigeno con altri corpi si avverano quelle stesse condizioni che precedono ogni genere di combinazione. Adunque, se per la combinazione che vuolsi effettuare fra due o più materie è necessaria la disposizione di queste, lo stesso dee praticarsi per la combustione. Di qui risulta che non vi è combustione « senza il contatto immediato dell'ossigeno » col corpo combustibile, e senza che questo non si trovi riscaldato al punto di contrarre con quello chimica intrinsechezza, ad « una temperatura iniziale ». Per le medesime ragioni che producono l'intima unione fra le materie, variando l'aggregazione preesistente nei corpi, la loro densità, la loro alterabilità pel calore, variar debbe il modo di mettere a temperatura iniziale le sostanze per lasciarle bruciare ed ossidare. In effetti se la donnicciuola accendeva con l'acciarino dell'esca, (innanzi la scoperta delle stecchette fiammifere) con questa lo zolfanello, dopo un pezzo di carta, quindi delle legna sottili, che servivano a far bruciare le grosse legna od i carboni, ciò faceva con molto accorgimento, dettato dall'uso e dall'esperienza: perchè ciascuna di quelle materie avea mestieri di una temperatura iniziale diversa e crescente.

I fenomeni corredi di una combustione sono l'arroventamento delle materie, con elettrico e calore; e qualche volta la *fiamma*: questa, secondo *Davy*, è l'*insieme di molecole arroventate al rosso bianco formando un cono luminoso di molecole volatili, od elevate da una corrente fluida che si svolge dai corpi in decomposizione violenta*.

Si riguardava l'ossidazione, come una combustione lenta, e qualche volta senza i fenomeni di luce e calore: ora la *combustione insensibile e lentissima*, che genera le ligniti, e l'alterazione di sostanze organiche vegetali ed animali, dicesi *eremacausia*. E se ne può apprezzare l'importanza nell'ossidazione dell'alcool, od acidificazione del vino. Ma la putrefazione del legnoso, e la formazione dell'*umus*, dell'*acido umico*, della *geina*, nel terriccio n'è il più sorprendente fenomeno.

La **NITRIFICAZIONE** è un altro fenomeno che si avvera nell'aria, e che finora è stato un problema alquanto oscuro; poichè taluni chimici hanno ritenuto che sotto l'*influenza dei corpi porosi*, quali sono le pietre nitrificabili, di un certo grado di umidità, e di calore delle materie alcaline, l'*azoto dell'aria* si ossidava direttamente e formava l'*acido nitrico*. Altri opinavano, che da quelle

condizioni medesime non dal nitrogeno dell'aria, fosse dipendente, ma da piccole porzioni di ammoniaca di ruderi organici in putrefazione doveasi la produzione del nitro: altri sono di opposta opinione, e considerano il nitro formarsi nel terreno per un acido del terriccio (a. fumico) e da questo ricavano l'origine dell'ammoniaca necessaria alla organizzazione (V. p. II^a pag. 29). Intanto la scoperta di uno stato particolare dell'ossigeno, in cui questo corpo spiega una energica influenza sull'ammoniaca ed il suo carbonato, sarà fra breve il fatto che metterà fuori dubbio l'esattezza della seconda maniera di considerare la formazione del nitro. E nell'*ossigeno nascente o condensato* si troverà forse a scovire la formazione dell'acido fumico del terriccio, e con questo avremo il vero produttore del nitro, anche in condizioni diverse da quelle che prima naturalmente lo producevano.

L'EVAPORAZIONE è altresì un fenomeno di alta considerazione, perchè cagione del necessario grado di umidore dell'aria. Stando a ciò che comunemente si ritiene, il solo calore dell'atmosfera e l'agitazione di essa pei venti, bastano a spiegare, perchè un'acqua esposta all'aria scompare a poco a poco, lasciando nel vase in cui si contenea le sostanze che tenea disciolte e sospese. Il fenomeno in grande però può avere genesi per cagioni assai più complicate. Il fatto che i fisici credono spiegare, assegnando ai corpi volatili una suscettività di evaporarsi, detta *tensione del vapore*, anzichè risultare da una speciale tendenza delle materie volatili, potrebbe avvenire per le azioni concomitanti del calore, della luce, dello stato elettrico dell'ambiente, delle qualità e quantità di materie saline disciolte nell'acqua, e per movimento indotto nelle grandi masse dei mari, fiumi, laghi ec., il quale, mentre accelera l'evaporazione, mischia nell'acqua una quantità di ossigeno più forte di quella che nell'aria si contiene.

La SOLUZIONE di un'aria ossigenata nelle grandi quantità di acqua, per servire alla respirazione degli animali acquatici, è anco un fenomeno importante, che i chimici han creduto per lungo tempo derivasse da una forza particolare, la quale fu chiamata *affinità di dissoluzione*. Ad essa si è rapportato lo sciogliersi del gas nell'acqua, specialmente dei gas permanenti quali sono i principali componenti dell'atmosfera. L'aria in contatto dell'acqua agitata perde azoto che si solve per 16 millesimi; mentre 1000 di acqua solvono 46 di ossigeno: qual carattere, mentre serve utilmente alla respirazione delle piante e degli animali spiega sempre più la relazione stabilita dal CREATORE fra la superficie del nostro pianeta e l'oceano atmosferico che lo circonda.

COMPOSTI IN SERIE SPECIFICHE

Nello studio dei corpi il *genere* è stato determinato pel radicale di ciascun composto che funzionava come l'ossigeno dell'acqua, e che trovavasi come termine fisso in tutti i membri di una serie generica. Nella indicazione delle serie in specie il principio è lo stesso che adottiamo, ossia: sono della stessa *serie specifica* quei corpi che hanno il radicale corrispondente all'idrogeno dell'acqua, come termine costante, il quale può essere scambiato equivalente per equivalente nella *semplice* o *doppia sostituzione*, senza che il tipo e la formola del corpo venghi ad alterarsi.

In questa parte del nostro lavoro, in cui trattasi dei corpi individui avremmo dovuto adottare la disposizione generica piuttosto che la specifica; ma siamo stati astretti a fare questa transazione per non metterci dal punto di vista opposto a quello che l'uso nelle nostre scuole ha sanzionato. Il lettore istruito comprendendo la nostra posizione d'insegnante, non ci addebiterà il torto della via prescelta, perchè per lui tanto vale riordinare le idee in un modo, quanto in un altro diverso. Lo studioso poi, il quale troverà a leggere un libro in cui i composti sono metodicamente ordinati non patirà incomodo o confusione, e la sua vergine intelligenza sarà agevolata. Purchè in mente sua i fatti formino una categoria, è tutto ciò che può essergli utile schiettamente. Dobbiamo avvertire che nella sola famiglia dell'idrogeno, abbiamo trovato modo di ordinare *tutte le specie di sali a base d'idrogeno: TIPI DI FUNZIONE SALINA e tutta la serie alcalina TIPO DEGLI ALCALOIDI*. Studiati questi corpi e poi gl'idrati di ossidi, ci porremo in grado di enumerare per ogni base i sali più comuni e meglio studiati. Si noti pure che negli acidi sonosi descritti quelli a *radicali binarii*, non che gli acidi tripli, od i sali idrici gli uni dopo gli altri, come se fossero veri composti a base d'idrogeno o di acqua. Inconveniente forse più utile, che nuovo; imperocchè i sali d'idrogeno, sono composti tali, che con la semplice sostituzione dell'idrogeno per un metallo, danno i generi salini i più distinti: e gli acidi studiati prima di tutti gli altri corpi, spianeranno la via ad intendere i fatti, che suppongono in prosieguo la cognizione degli acidi. Fatta questa semplice concessione, le serie specifiche non presentano ostacoli allo svolgimento logico dello studio dei composti e le *anidridi*, i *solfuri*, *seleniuri*, *telloruri*, *cloruri*, *bromuri*, ecc. saranno considerati in ogni famiglia naturale di composti, con un ordine severo, e il più consentaneo alle vedute moderne che la scienza richiede.

Serie dell'idrogeno.

ACQUA O^2H^2

*Protossido d'idrogeno — ossido idrico — acqua pura
— acqua distillata — acido idrico.*

L'acqua è il corpo più importante della natura per la parte che prende nei grandi fenomeni organici, geologici e metereologici. Essa trovasi diffusa sul globo e nell'atmosfera, e forma parte integrante degli esseri organizzati. Esiste allo stato solido nelle regioni polari, formando una roccia jalina simile al quarzo, di cui ha la forma cristallina, la spezzatura vetrosa e molte qualità fisiche. La grandine, la neve, la gelata non sono che acqua solida aggregata più o meno fortemente, per condizioni istantanee avvenute nell'atmosfera. Il ghiaccio è acqua solida cristallizzata e jalina.

Allo stato liquido l'acqua forma i mari, i fiumi, i laghi, le sorgenti, le piogge, i torrenti ec.; in cui l'acqua non è un corpo puro, ma una specie di liquido che tiene disciolte diverse sostanze saline solubilissime.

La respirazione e traspirazione degli esseri organizzati, e l'evaporazione spontanea che si avvera nei grandi serbatoi d'acqua del globo, fa esistere l'acqua allo stato fluido nell'aria invisibilmente; e questo gas, prendendo la forma di vapore vescicolare, produce le nubi; e disciogliendosi in leggiera ed insensibile pioggia, alimenta la formazione della rugiada e del sereno.

L'acqua dicesi *pura* quando è scevra di sostanze eterogenee; *potabile* quando è atta alla nutrizione, cuoce i legumi sollecitamente, e scioglie passabilmente il sapone; dicesi *minerale*, se contiene maggiore o minor quantità di sostanze saline solute, ed è meno calda dell'aria ambiente; *termominerale*, quando oltre alle condizioni precedenti, ha una temperatura più elevata del calore ambiente.

L'acqua distillata dei Farmacisti, e l'acqua piovana, sonosi considerate come la *specie chimica* pura; ma essa non lo è, quando la prima non venne acconciamente preparata, e non è bollita prima di servirsene; e quando la seconda non fu raccolta nel mezzo delle continuate piogge, perocchè contiene allora qualche cosa che si forma od esiste nell'aria.

Per ottenersi l'acqua chimicamente pura, bisogna distillarla con le seguenti precauzioni in un *alambicco*, od in un *apparato distillatorio* composto di stortina e recipiente corrispondente, di vetro, o di metallo.

1°. Trattare l'acqua di fonte con un poco di liquore di saturno,

od acetato di piombo cristallizzato: lasciare in riposo il tutto, perchè si chiarisca: decantare il liquido senza intorbidarlo, e distillarlo dopo.

2°. Trascurare il primo e l'ultimo quarto della massa; e raccogliere una sola metà della massa d'acqua preparata.

3°. La distillazione condurla quasi senza ebollizione, altrimenti la forza elastica del vapore, trasporta delle goccioline minutissime di acqua, che si sparpagliano e passano nella parte fredda del vase, accompagnando la riduzione in acqua del puro vapore.

Premesse queste precauzioni l'acqua distillata, o protossido d'idrogeno dev' essere: *limpida, trasparente, incolore, insapore, inodore; volatilizzata sopra una lamina di argento, platino, o porcellana non dee rimanere residuo; non dee precipitare con l'acetato o cloruro di bario, con l'ossalato di ammoniaca; non dee intorbidare il tricoloruro di oro con l'ebollimento, e dee per contrario sciogliere perfettamente il sapone senza aggrumirlo.*

Alla temperatura di 4° l'acqua ha una densità massima di 1,2440 presa l'aria per 1.0000: e quando è pura sotto la pressione di 760^{mm} di mercurio, bolle e si fluidifica a 100° gradi. Raffreddata si congela, o solidifica, dilatandosi; in guisa che il ghiaccio ha un peso specifico minore dell' egual volume di acqua, pari a 0,9180.

Usi. — L'acqua distillata è inetta alla nutrizione, perchè scipida al gusto, dà un peso allo stomaco, e non si assorbe che stentatamente. In chimica è un potente ajuto, per mettere i corpi in atto di combinarsi, e per disciogliere molti sali, e farli cristallizzare con la sua lenta evaporazione. Questo liquido serve altresì a produrre le soluzioni per il doppio scopo, o di separare una sostanza dall'altra per la loro diversa solubilità, secondo il grado di temperatura dell' acqua, o a dare un mezzo di riscaldamento superiore ai 100 gradi del termometro comune.

In effetti in 100 parti di acqua, si sciolgono per saturarle diverse porzioni di sali, ed il soluto bolle a temperature particolari: come dall'annesso specchietto si scorge:

41,2 di salmarino in 100 di acqua bolle a	108°,4
88,9 di sale ammoniaco	» a 114°,2
335,0 di salnitro	» a 115°,2
205,0 di carbonato potassico	» a 135°,0
224,0 di cloruro calcico	» a 179°,5.

A temperature proporzionatamente più basse, l'acqua non dà soluzioni sature, ed il sale vien abbandonato in ragion del cre-

scere del raffreddamento dell'acqua. Vi ha poche eccezioni a questo risultato sperimentale; poichè il sal comune si scioglie quasi in egual porzione a caldo ed a freddo; e varî sali di calce e di magnesia sono più solubili a freddo che non a caldo.

Questa qualità dell'acqua è stata applicata per preparare le acque minerali concentrate. Poichè congelata una parte dell'acqua e toltone il gelo, ciò che resta contiene i principi salini mineralizzatori concentrati in poco liquido.

Considerata come specie chimica l'acqua si analizza con la energia della corrente voltaica: poichè si scompone, per questo mezzo, in gas idrogeno e gas ossigeno: operazione che, se praticasi nel voltmetro a provette di volume comparabile, la dimostra formata da 1 volume di ossigeno e 2 d'idrogeno.

La composizione dell'acqua fu posta ad evidenza dal celebre *Lavoisier*, che nel 1783 ne faceva l'analisi, e la riproduceva con la sintesi. La proporzionalità degli elementi è però dovuta alle ricerche di *Gay-Lussac* ed *Humboldt*, di *Berzelius*, di *Dulong*, ed ultimamente è stata determinata dai lavori accurati di *Dumas* e di *Stass*: essi depongono che in 100 parti in peso la è composta di

Ossigeno	88,89	=	8
Idrogeno	11,11	=	1
	100,00		9

E poichè 1 d'idrogeno è la quantità prescelta pel suo equivalente, 8 diventa perciò l'equivalente dell'ossigeno: onde 9 sarà l'equivalente dell'acqua: ma l'equivalente a due volumi. Intanto la quantità molecolare dell'acqua che entra ed esce nelle combinazioni non è più piccola di 18; numero espresso da $O = 16$; ed $H = 2$; così la molecola di acqua è presa a 4 volumi. Cosicchè i moderni chimici che hanno adottato il simbolo O come 16 scrivono l'acqua H^2O ; mentre noi scrivendo H^2O^2 intendiamo indicare una molecola a 4 volumi, senza nuocere al linguaggio delle formole. E sono autorizzati i chimici che rappresentano $O = 16$ a sostenere la dottrina di *Avogadro* ed *Ampère*, poichè 1,1056 ossigeno dividendo

0,0693 idrogeno dà un quoziente 16: ossia $\frac{0,0693}{1,1056} = 16 V$; ossia $H v = 0,0693$ diviso per $v O = 1,1056$; risulta $v = 16$ (vedi parte I^a pag. 223 e seguente).

Passando l'acqua dalla massima densità + 4° a temper. 0° aumenta di volume; onde l'acqua gelandosi a 0° rompe i vasi che la contengono. Per questo dilatamento molte rocce vengono staccate naturalmente dalle montagne per fenditure ripiene di acqua piovana, che per l'abbassamento di temperatura dell'aria si congela in

esse e le sposta potentemente. L'arte ancora trae partito da questa proprietà principalmente per rompere massi di argilla e di grès che servono per molini, dette *mole*.

Tutto ciò riguarda l'acqua nel suo stato di liquidità, e di specie chimica. Ma l'acqua considerata come corpo gassoso unico, o dal lato fisico, è un corpo particolare ed una sorgente di forza meccanica.

Gas acqueo—vapore—acqua calefatta.

L'acqua allo stato fluido è presa ancora come forza motrice, il che abbisogna di semplice enunciazione, essendo oramai troppo nota la potenza del vapore. Convien soltanto ricordare che l'acqua passando da 4° a 100° aumenta del proprio volume da 10 in 10 gradi fino a 43,15; ma nel momento che acquista la forma fluida trovasi aumentata di 1696,4 volte il volume primitivo alla pressione normale di un'atmosfera; ma da questo punto l'acqua si dilata di molto con una forza espansiva considerevole per piccoli aumenti di calore. Questa forza espansiva è detta *forza elastica* o *tensione del gas acqueo*; ed è questa che si valuta in pressioni atmosferiche per l'effetto utile delle macchine a vapore. Lo specchio seguente indicherà di fatto l'elasticità del vapore che opera nelle macchine ad alta pressione:

Atmosfere in numero	Temperatura	Pressione per un centim. quadrato
1	100°	Kil. 1 033
2	120,60	2 066
3	133,90	3 099
4	144,00	4 132
5	152,20	5 166
10	180,30	10 330
15	198,80	15 495
20	213,00	20 660
25	224,70	25 825
30	236,20	30 990
35	244,85	36 155
40	252,55	41 320
45	259,52	46 485
50	265,89	51 650.

Sottoposta l'acqua a pressioni maggiori la si può arroventare secondo le osservazioni di *Papin*; ma allora l'acqua trovasi sotto uno stato particolare di esistenza scoperto da *Leidenfrost* e meglio studiato da *Boutigny* col nome di *stato sferoidale* o di *cale-*

fazione. E in questa forma che l'acqua può considerarsi come una sfera agitata da uno strato esteriore di gas acqueo che rinchioda una massa liquida nella quale non passa il calore esteriore, e che per esistere abbisogna di una superficie più calda di 100° gradi; su cui l'acqua arrivando passa a calefarsi istantaneamente.

Questa maniera di essere dell'acqua a nostro modo di vedere dipende dalla vibrazione calorifica energica che investe la goccia, e rendendola investita da un'atmosfera di gas acqueo, questo trasforma il calore in movimento, quindi l'acqua poco si riscalda nello interno, e si agita per un doppio moto, e tale che qualche volta solleva l'acqua stessa dalla superficie di metallo rovente.

Un'altra forma di aggregazione presenta l'acqua nel così detto *vapore vescicolare*; che è appunto quella che si appalesa come fumo sulle caldaje bollenti o come nubi nell'aria. *De Saussure* è stato il primo a richiamare l'attenzione de' fisici su questa forma particolare dell'aggregazione dell'acqua, la quale forma pare dipendere da una condizione speciale elettrica e calorifica del gas acqueo, nel momento in cui è per prendere la forma liquida. Conformasi in questo punto a modo di sferette ripiene di gas acqueo e limitate esternamente da uno strato insensibile di acqua liquida: trovasi cioè l'acqua in una condizione perfettamente opposta dello stato di calefazione. L'arco baleno ed altre meteore luminose hanno appoggiato questa considerazione ed han trovato, nella forma de' vapori vescicolari influenzati dalla luce solare, la loro ragione di prodursi.

FUNZIONI CHIMICHE DELL'ACQUA.—Fra tutti i corpi studiati dal Chimico, l'acqua è quella che prende parte in tutte le metamorfosi delle sostanze organiche, e trovasi nelle mani del Chimico come il più efficace strumento per lo studio della scienza e le sue innumere applicazioni.

Da parte le cognizioni di essere *un energico solvente* di moltissime sostanze: di disgregare le molecole dei corpi per eccitarli a metamorfosi; di operare effetti diversi secondo gli stati fisici sotto cui si adopera; di entrare in reazione integralmente o componendosi, l'acqua ha delle funzioni chimiche ben nette e distinte.

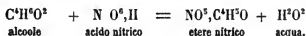
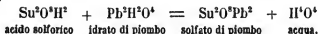
Ciò viene enunciato sotto il titolo di *metamorfosi dell'ossido organico*: e di *acqua basica, acqua acida, acqua di cristallizzazione*. Lungo sarebbe e quasi impossibile calcolare gli effetti della presenza dell'acqua nelle chimiche reazioni; ma non è giusto egualmente, che i chimici trascurino di noverare quali e quante maniere di comportarsi spieghi in migliaia di mutamenti.

I giovani ricordino, che ovunque esiste l'acqua essa può prender parte nelle reazioni, mentre noi come gli altri fecero, ne notiamo i casi principali che sono quattro.

1°. Entra in combinazione salina producendo con altri radicali gl'idrati di ossidi basici od acidi. Così

Su^2O^6	si comb. con	H^2O^2	per dare	$\text{Su}^2\text{O}^6, \text{H}^2$	acido solforico
$2(\text{NO}^5)$	»	H^2O^2	»	$2(\text{NO}^5) \text{H}^2$	» nitrico
Ch^2H^2	»	H^2O^2	»	$\text{Ch}^2\text{O}^2, \text{H}^4$	» idroclor. acquoso
Ka^2O^2	»	H^2O^2	»	$\text{Ka}^2\text{H}^2\text{O}^4$	idrato potassico
Na^2O^2	»	H^2O^2	»	$\text{Na}^2\text{H}^2\text{O}^4$	» sodico
Pb^2O^2	»	H^2O^2	»	$\text{Pb}^2\text{H}^2\text{O}^4$	» plumbico

2°. Esce dalle combinazioni formandosi a spese dei componenti che reagiscono, con facilità maggiore o minore a seconda dei casi.



È veramente notevole il fatto funzionale dell'acqua negl'idrati metallici, e nei sali d'idrogeno; perocchè il rapporto equivalente che serbano le molecole che si combinano segnano le leggi della reciproca saturazione. Infatti NO^5 , HO acido nitrico monobasico; Su^2O^6 , H^2O^2 acido solforico bibasico; PhO^5 , 3HO acido fosforico ordinario tribasico. Egualmente AgO , HO idrato argentario monobasico: Ba^2O^2 , H^2O^2 idrato baritico, o calcico e strontico: Fe^2O^3 , 3HO sesquidrato ferrico. Per analoghe considerazioni *Berzelius* ed altri ammisero la doppia funzione dell'acqua di esser considerata rispetto agli acidi anidri come un *ossido basico*, e rispetto agli ossidi basici come un *acido*.

3°. L'acqua di cristallizzazione sarebbe l'altra funzione dell'acqua; ma noi abbiám dimostrato non potersi riguardare questa nei sali cristallizzati, e nei composti naturali incristallizzabili come una speciale funzionabilità dell'acqua (parte I^a pag. 253).

Dappoichè certi sali possono combinarsi coi proprj ossidi basici o con molecole acide anidre, siamo astretti a ritenere anche l'acqua combinarsi come molecola multipla, o poliaddensata soventi volte coi sali metallici, ed idrici più spesso. Certo il fenomeno della termogenesi in questi composti non si avvera che quando vi ha combinazione, la quale non si disfa, se non per la restituzione del calore alla molecola complessa primitiva.

4°. *Acqua tipica* possiam chiamare l'acqua H^2O^2 od i suoi multipli, quando vogliamo adottare la teorica *monotipica* indicata da *Blondeau*, adottata dal *Gerhardt*, sviluppata poi da *Williamson*, e completata da *Hoffman*, *Kékulé*, *Cannizzaro* ed altri moderni per coordinare in serie i corpi organici.

Ciò che deesi notare si è che in questo caso il residuo (HO^2) indicato dal *Cannizzaro* e poi chiamato *ossidrite*, tende a saturarsi in modo che prende un equivalente volumetrico *M* corrispondente ad *H* e produce gl' idrati MHO^2 ; un radicale $(Rx)HO^2$ e dà un acido; ed un radicale $n(CH)HO^2$ e genera un alcole, un etere, un acetone, ecc.

Ad ogni modo nel momento attuale vi ha una scuola di valorosi chimici, che seguendo il *Kékulé* credono poter risolvere il problema della costituzione chimica della molecola d'un corpo, adottando l'ipotesi dell'atomicità, e seguendo la diversa maniera con cui un corpo ben costituito si comporta alle metamorfosi di vario genere. Noi diciamo che oggi, come per altre volte è avvenuto, un tal problema è tutto speculativo, ed ipotetiche ne sono le soluzioni proposte. Non neghiamo che un risultato forse può raggiungersi, ma non ci sottoscriviamo alle rappresentazioni grafiche del *Kékulé*, giudicandole egualmente inutili come i simboli di *Hassenfrantz* e *Adet* proposte dai tempi di *Lavoisier*, e adoperate dall'instancabile *Bergmann* inutilmente.

ACIDO SOLFOIDRICO Su^2H^2

*Acido idrotionico—idrogeno solforato—solfo idrico
solfo idrico—acido idrosolforico.*

ESISTENZA. — Questo corpo è un fluido all'ordinaria temperatura. Si sviluppa dai fumajuoli vulcanici. Si trasporta, o si origina, con le acque minerali solforose: si genera nelle putrefazioni di sostanze organiche animali, e si produce nella scomposizione di molti solfuri metallici minerali.

CARATTERI. — Fluido incolore, di odore di uova putrefatte, con sapore disgustoso, che ne rammenta l'odore. La sua densità rispetto all'aria = 1,0000 corrisponde a = 1,1912. Raffreddato è compresso si liquefa.

A — 75° è un liquido scorrevolissimo, limpido e trasparente più leggero dell'acqua. A — 86° si solidifica benanco, e conformasi come un ammasso di cristalli bianchi intralciati e frammisti.

Gassoso, se viene acceso nell'aria brucia con fiamma debole violacea: se l'aria è in piccola quantità generasi acqua e zolfo, che precipita; se poi è molta, invece produce acqua ed acido solforoso. Il cloro, il bromo, il jodo lo decompongono con precipitazione

di zolfo. Il suo odore è il principale carattere distintivo, non che la facilità di bruciare. Allo stato di perfetta secchezza l'ossigeno non l'altera; ma l'umido ed i corpi porosi (come carbone, pomici peste, lave scomposte e spongiose riscaldate) lo scompongono con formazione di acqua e precipitazione di zolfo. Il gas è irrespirabile, quindi asfissiante. Si scioglie discretamente nell'acqua, e la soluzione esposta all'aria deposita col tempo il solfo. Il mercurio decompone lentamente questo fluido; l'argento si annerisce prontamente nel suo contatto.

Si combina coi solfuri metallici basici per formare i *solfidati dei solfuri* MSu, HSu pari a $HHSu^2$ sua specie idrica.

Gorgogliando nei sali di rame, di piombo, di argento, li precipita in nero: coi sali di mercurio non precipita, o forma dei composti mal definiti.

PREPARAZIONE. — Si ottiene dal solfuro di ferro $x(FeSu)$ preparato artificialmente, e scomposto con uno dei principali acidi. In effetti $FeSu + HCh = ChFe + SuH$: oppure $FeSu + H, SuO^4 = Fe, SuO^4 + HSu$. Tutti gli altri solfuri metallici a caldo od a freddo scomposti con gli acidi sviluppano l'idrogeno solforato.

Usi. — Serve a preparare le acque epatiche artificiali: ed è un potente reagente per precipitare molti composti metallici, nell'analisi chimica *.

ACIDO FLUORIDRICO Fl^2H^2

*Acido idrofluorico—acido fluorico—fluorido idrico
fluoruro d'idrogeno.*

ESISTENZA. — È un prodotto artificiale scoperto da *Scheele* nel 1771, e non pare essersi rinvenuto schietto in natura **.

CARATTERI. — Fluido incolore, che all'aria spande fumo denso alquanto pungente ed irritante, il quale non si è liquefatto a -12° . Perfettamente secco altera poco il vetro, lo corrode quando è idrato.

* Quanto al gruppo i due acidi selenidrico Se^2H^2 e telluridrico Te^2H^2 , omologhi ed affini al precedente si possono leggere in particolare nei Trattati.

** In questi ultimi tempi è stato annunziato un lavoro all'Istituto di Francia dal *Dumas* pel quale il *Prat* crede dimostrare che i composti fluoridrici sono stati malamente intesi e studiati.

Egli è di credere che nelle fluorine si hanno 2 equivalenti di calcio combinati ad 1 di ossigeno ed 1 di fluoro, come nel fluoruro calcico artificiale; onde la formola di questo corpo sarebbe Ca^2FIO . In questo caso i fluoruri antichi diventano ossifluoruri, e di conseguenza il fluoro verrebbe ad avere un equivalente più pesante di quello che gli hanno accordato finora; cioè 37,6 invece di 19.

L'acido idrato è liquido, senza colore, trasparente, che bolle a 150°: caustico, irritante, con sapore insopportabile e produttore delle pustole che guariscono lentamente, ovunque toccasi con esso il corpo di un animale.

La sua composizione con l'acqua al massimo di concentrazione è $\text{F}^{\text{I}}\text{H}^2,8\text{HO}$.

Si distingue in piccole quantità perchè corrode il vetro e la porcellana, non che le pietre dure selciose.

I metalloidi non l'alterano. Molti metalli vi si combinano con evoluzione di H^2 e formazione di 2FIM. Gli ossidi lo riducono in acqua ed in fluoruro.

Gittato liquido nell' acqua, vi si combina coi fenomeni che accompagnano l'immersione in essa di un ferro rovente.

Arrossa la tintura di laccamuffa, spande fumi all' aria. Si conserva in vasi di piombo o di argento.

Usi. — Si adopera per la formazione dei fluoruri metallici direttamente, e per incidere sul vetro.

ACIDO CLORIDRICO Ch^2H^2

*Clorido idrico—acido idroclorico—acido muriatico
spirito di sal marino fumante—cloruro d'idrogeno.*

ESISTENZA. — Esiste temporaneamente nell'aria impregnata dei prodotti di fumajuoli o d'incendii vulcanici.

CARATTERI. — È fluido incolore nelle ordinarie condizioni atmosferiche, che si trasforma in fumi crassi all'aria assorbendone l'acqua; ha odore forte e penetrante; sapore acido energico, con densità = 1,2470. Con pressione potente, e forte freddo si liquefa, ma non si è giunto a solidificarlo.

In contatto del gas ammoniacale dà fumo crasso bianco di cloruro ammonico: col nitrato di argento acquoso dà cloruro di argento insolubile e bianco: e si combina con l'acqua in tutte le proporzioni.

Usi. — Serve a produrre il cloro, i cloruri e gl'ipocloriti, non che per la formazione di molti eteri, atteso l'azione sua energica sugli

Siffattamente opinando egli si lusinga aver combinato il nuovo fluore all'argento $\text{Ag}^2\text{FIO}, \text{HO}$; che reso anidro Ag^2FIO per mezzo di esso ottiene un fluoruro di piombo, che decomposto con un biossido, e facendo passare il gas per la barite arroventata che assorbe l'ossigeno, ottiene il fluoro puro.

Secondo l'autore, è un fluido, incolore, di un odore clorico, fumigante, incombustibile, più pesante dell'aria: fumigante in presenza dell'ammoniaca, suo reagente, e combinantesi con diversi corpi. Aspettiamo i particolari di questa importantissima scoperta.

alcooli : a formare le canfore artificiali con molte essenze : a produrre la soluzione acquosa, che chiamasi *acido muriatico*.

Distillando il sal comune (ChNa) con un grande eccesso di acido solforico in convenevole apparecchio si ottiene l'acido gassoso; che si può raccogliere in un bagno a mercurio. Con lo stesso processo in grandi apparati di vetro, di ferro, o di argilla, si prepara l'acido acquoso del commercio, denominato *acido marino*, *acido muriatico*. Questa soluzione comune è usata nelle arti; con essa nei laboratori si prepara l'acido acquoso puro, privandola di acido solforico per mezzo del cloruro di bario, e di arsenico per via dell'idrogeno solforato : poi ridistillando il residuo con certa attenzione. Si ricava allora un composto di acido ed acqua con una delle tre formole seguenti:

$\text{ChH} + 6\text{HO}$ densità 1,21 tiene 42 p. $\%$ di gas secco

$\text{ChH} + 12\text{HO}$ » 1,11 » 22,22 »

$\text{ChH} + 16\text{HO}$ » 1,10 » 20,20 »

Il primo non può bollire senza decomorsi e passare nel terzo composto il quale ha un punto costante in cui distilla perfettamente, cioè 110° .

Però essi cambiano di composizione per variare della pressione atmosferica, onde a tutto rigore sono composti a debole energia chimica ; i quali perdono gas acido, o perdono acqua secondo lo stato della pressione ed igroscopia dell'ambiente.

L'acido idroclorico reagisce sopra molti metalli a freddo e mette H, H in libertà; quindi lo zinco, il ferro, lo stagno si adoperano per questo intento. Una reazione analoga vanta coi solfuri metallici onde si adopera per l'idrogeno solforato. Ma coi protossidi dà cloruri ed acqua, coi perossidi serve a fornire il cloro libero.

Il primo e l'ultimo che sono più comuni hanno una densità diversa ; cioè 1,211 od 1,101 : essi nei laboratori si usano per le qualità indicate nell'acido gassoso ; ossia per produrre i cloruri metallici e l'idrogeno puro.

ACIDO BROMIDRICO H^2Br^2

Bromido idrico—acido idrobromico—bromuro d'idrogeno.

ESISTENZA. — Non si ha in natura; ma dall'arte.

CARATTERI. — È un corpo gassoso alla temperatura comune, incolore, con odore forte e soffocante, sapore aere e corrosivo, e con densità = 2,75. Raffreddato a -73° è liquido, a -87 è solido (*Faraday*).

Inalterabile al calore non è alterato, egualmente da niun metalloide, eccetto il cloro.

È solubilissimo nell'acqua; non è sostegno di combustione. All'aria umida fumiga, arrossa la tintora di laccamuffa, coi metalli in generale forma bromuri ed idrogeno, ma solo l'argento ed il mercurio resistono all'azione dell'acido idrobromico. Cogli ossidi forma acqua e bromuri.

La soluzione acquosa d'acido idrobromico fatta bollire, perde una quota di acido se era concentrata, od acqua se era diluita: e fino a che rimane BrH , 10HO che bolle a 126° , e distilla senza provar cangiamento si concentra sempre.

L'acido liquido concentrato può disciogliere una quantità di bromo, acquistando un color rosso intenso; e se vi si versa dell'acqua si precipita bromo.

Usi. — Non ha alcun uso, fuori la produzione di certi bromuri.

PRODUZIONE. — Oltre al processo di decomporre un bromuro metallico per l'acido solforico od idroclorico, (pag. 20, e seg.) l'acido bromidrico si ottiene meglio trattando sei parti di solfito di soda con una parte di acqua e tre di bromo.

Nella reazione producesi solfato di soda, ed acido bromidrico: in effetti SuO^2 , $\text{NaO} + \text{HO} + \text{Br} = \text{SuO}^2$, $\text{NaO} + \text{BrH}$.

Con l'ipofosfito alcalino il bromo e l'acqua, si prepara benanche questo acido.

ACIDO JODIDRICO Jo^2H^2

Jodido idrico—acido idrojodico—joduro d'idrogeno.

ESISTENZA. — Non si è trovato libero in natura.

CARATTERI. — È fluido incolore, di odore irritante e sapore acido, con una densità $= 4,390$. Allorchè si raffredda fortemente diventa liquido incolore; ed a $- 51^\circ$ è solido, bianco e trasparente come il ghiaccio.

Si riconosce, perchè in contatto dell'ossigeno nascente precipita jodo: come anche fatto passare per un tubo di vetro riscaldato al rosso.

Nell'acqua è molto solubile, e fornisce la soluzione che si usa come l'acido idroclorico in pochi casi di combinazione dell'acido coi joduri metallici, o per decomporre gli ossidi.

L'acqua satura di gas acido idrojodico bollita, riducesi in un composto JoH , 11HO che bolle a 128° ed ha densità $= 1,7000$.

Si prepara difficilmente per la scomposizione dei joduri alcalini: ma siccome la scomposizione dell'acqua per mezzo degli ipofosfiti e dei solfiti in contatto dei corpi alogeni è molto agevole, così preparasi l'acido idrojodico, come l'acido bromidrico.

Il *Napoli* è riuscito notare con quanta facilità si può ottenere l'acido idrojodico ed idrobromico puri: talchè questo mezzo consigliamo per preparare in grande nei laboratori i due acidi, tanto importanti nelle ricerche di Chimica organica.

Il metodo è facilissimo.

Mettendo di fatto in un tubo ad U della spugna di platino umettata di acqua pura, ed aggiungendovi un poco di tintura di jodo, poi del jodo in polvere dalla parte appunto ove questo tubo si annette ad un apparecchio ad idrogeno puro; il gas sotto una discreta pressione attraversa la spugna umida, si condensa, attacca il jodo soluto e forma direttamente acido idrojodico, che divenuto a sua volta solvente del jodo in eccesso, permette continuarsi la reazione: la quale si giudica finita quando il liquore è divenuto bianco, ed il platino riprende il suo aspetto primitivo. Sostituendo al jodo il bromo, si prepara l'acido idrobromico con facilità grandissima *.

Molti sperimenti si sono fatti ancora per conoscere, se un moderato calore od il calore dell'acqua bollente fosse favorevole alla indicata metamorfosi: ma l'esperienza ci ha dimostrato, esattamente che ogni temperatura indebolisce l'azione del platino, e sotto l'unità di tempo si ottiene una proporzione minore di joduro d'idrogeno col crescere del calore: per ciò dovremo verificare in prosieguo, se le osservazioni del *Corenwind* sono da preferirsi alle nostre; non sembrandoci utile presentare l'idrogeno in contatto del vapore di jodo e di bromo alla spugna di platino fortemente riscaldata. A meno che l'idrogeno non si comportasse come il vapore di zolfo, che ha due modi di condensazione ad un calore superiore a 400°.

ACIDO SOLFORICO $\text{Su}^2\text{O}^5, \text{H}^2$

*Solfato d'idrogeno—olio di vitriuolo—solfato di acqua
acido solforico monoidrato.*

ESISTENZA. — Questo composto trovasi in natura libero in piccole quantità nei fumajuoli dei vulcani semiestinti od in ignizione; e lamisce, a mo' di ruggiada, le fenditure delle rocce scistose od argillose in varie sorgenti di acque minerali solforose.

CARATTERI. — Il solfato d'idrogeno è liquido, denso, oleoso in-

* Questo metodo permette di preparare senza fastidio alcuno l'acido idrojodico ed idrobromico a freddo ed in forti proporzioni, avendo un apparato continuo, nel quale si possa ritirare a riprese l'acido formato, e sostituire jodo ed acqua distillata sotto una corrente di puro idrogeno.

colore, trasparente, senza odore quando è puro, di sapore acidissimo e caustico. La sua densità alla temperatura + 20° è 1,857 : e segna allora 64° all'areometro di *Baumé*. Con un calore di 326° bolle e distilla ; a — 2°,3 si solidifica. *Si caratterizza dal porlo in contatto con la barite caustica, perchè vi si combina con evoluzione di calore e luce, facendo un sibilo come un ferro rovente intinto nell'acqua*, e producendo solfato di barite. Scomponne poi tutti i sali di barite e di piombo e forma un precipitato bianco (pag. 11). Il corpo in disamina disorganizza le sostanze animali: annerisce le materie legnose e le trasforma in glicosi.

Raffreddato a — 80° quando è diluito, diventa vischioso, non si solidifica, e resta inerte in presenza delle materie coloranti azzurre; non infiamma il clorato di potassa, e non iscompone i carbonati alcalini. Purissimo ed anidro cristallizza col raffreddamento.

In contatto del rame, non lo altera a freddo: lo zinco, il ferro, il cadmio, il calcio ed il magnesio lo scompongono con evoluzione di gas idrogeno. Il piombo a freddo non è alterato: il mercurio però, il piombo, ed il rame lo scompongono in acido solforoso e solfato metallico coll'ajuto del calore.

Questo sale idrico si combina in più proporzioni con l'acqua e *Jacquelin* ha formato sei composti definiti aggiungendo al così detto SuO^4, H successivamente 1 a 5 equivalenti d'acqua. Infatti:

SuO^4, H	acido solforico monoidrato
$\text{SuO}^4, \text{H} + \text{OH}$	» bi-idrato
$\text{SuO}^4, \text{H} + 2\text{OH}$	» tri-idrato
$\text{SuO}^4, \text{H} + 3\text{OH}$	» tetra-idrato
$\text{SuO}^4, \text{H} + 4\text{OH}$	» penta-idrato
$\text{SuO}^4, \text{H} + 5\text{OH}$	» sex-idrato.

L'autore all'aggiunta di ciascun equivalente di acqua ha notato eguale evoluzione di calore; ma dai 6 equivalenti in poi il calore è debole ed irregolare: il che indica dei composti di acido ed acqua mal definiti.

L'acido il più anticamente conosciuto è quello che dà la distillazione del *vetriuolo romano* (solfato di ferro $\text{SuO}^4, \text{Fe} + 7\text{HO}$). È questo un composto di solfato di acqua SuO^4, H e di *anidride solforica* SuO^2 ; onde è stato ritenuto per bisolfato di acqua $2\text{SuO}^3, \text{HO}$ ed è usato sotto il nome di *acido solforico di Nordhausen*, *acido solforico fumante*, *acido solforico di Sassonia*. Serve a sciogliere l'indaco per la colorazione delle lane da panni.

Questo corpo è di colore bruno, fumante all'aria, ha le energiche qualità dell'acido monoidrato, e riscaldato a 30° perde l'ani-

dride solforica, che può ottenersi con questo mezzo, raffreddando fortemente il vase ove il gas è astretto a condensarsi.

L'anidride solforica-Su²O³ si raccoglie solida in vasi forti di pareti e chiusi alla lampada. Esso è solido allora, cristallizzato in aghi allungati come l'amianto: ha il colore e l'aspetto della porcellana, per cui fu detto anche *acido solforico glaciale*: non si combina coi metalli, non intacca la cute, non è untuoso; e pare privo delle qualità empiriche del solfato d'idrogeno. Si può benanche ottenere, facendo direttamente combinare l'acido solforoso Su²O⁴ con O; spingendo i gas in un tubo riscaldato al rosso e ripieno di spugna di platino; o ripieno di ossidi anidri di ferro Fe⁴O⁶, di cromo Cr⁴O⁶, di alluminio Al⁴O⁶, o di manganese Mn⁴O⁸ ed Mn²O⁴.

Di questi corpi il più importante è il solfato di acqua, che al dir di *Fourcroy* è il sangue della industria. Il Prof. *Panceri* ha scoperto nella saliva abbondante del mollusco *Dolium galea* (Vulgo *Tofa*) un liquido acidissimo che il *De Luca* ha trovato esser l'acido solforico libero. Primo esempio di questo genere di composto esistente nel regno organico!

Esso preparasi artificialmente, mercè alcune reazioni caratteristiche degli ossidi di azoto, con l'acido solforoso, e l'acqua. La teoria dunque dell'acido solforico ottenuto in grande è la seguente:

1°. L'anidride nitrica N²O¹⁰ + anidride solforosa Su²O⁴ reagendo fra esse danno N²O⁸ + Su²O⁶ cioè, gas iponitrico ed anidride solforica.

2°. Il gas iponitrico N²O⁸ + 2Su²O⁴ anidride solforosa reagendo in presenza dell'acqua producono 2Su²O⁶ e N²O⁴ biossido di azoto.

3°. Il biossido di azoto N²O⁴ assorbe l'ossigeno dell'aria e riproduce N²O⁸, che in presenza del vapore acquoso e dell'anidride solforosa, perde l'ossigeno, produce anidride solforica, e ritorna biossido N²O⁴. Il che avviene successivamente.

Di talchè facendo arrivare in vaste camere di piombo acido solforoso sopra l'acido nitrico fumante, e vapore acquoso, ed aria atmosferica, in una serie di camere contigue, si produce per ogni equivalente di acido nitrico, una quantità di 3Su²O⁶ che si combina con l'acqua in una prima reazione, poi per l'aria ed il corpo N²O⁴. vanno prodotti 2 equivalenti di Su²O⁶ che si aggiungono ai primi; e rinnovata la presenza di N²O⁴, Poichè se questo corpo non si lascia sperdere, ma si riporta nelle camere primitive, ove sprigionasi l'acido solforoso, si può indefinitamente produrre la ossidazione di questo, e la produzione dell'acido.

Gli apparati dunque sono così disposti, che il gas N²O⁴ viene assorbito dall'acido solforico, in cui si scioglie e combina, poi dall'uscir dell'ultima camera ritorna alla prima, ove l'acido solforoso arriva per la combustione del solfo, e ricomincia la sua ossidazione. La precisione degli apparati, la loro ragionata organizza-

zione, e la continuata reazione dei materiali in parola fanno sì, che da 200 parti di zolfo si ottengono 600 parti di acido concentrato; mentre la teorica ne dovrebbe permettere 612. In effetti:

2 equivalente di zolfo	=	400
6 » di ossigeno	=	600
2 » di acqua	=	224,5
2 equivalente d'acido solforico	=	1224,5

In Francia, in Inghilterra, e nella Germania vi sono vasti opificii di acido solforico: nelle vicinanze di Parigi vi ha una fabbrica che produce 3600 kil. di acido al giorno, impiegando un solo operaio. Presso di noi, si è stabilito da circa 15 anni ai *Bagnoli* un opificio montato sopra un vasto ed ordinato sistema, stato diretto e condotto dal valente nostro amico *Carlo Dèperais* e l'anno scorso ha egli stesso riordinato l'opificio del signor *Tourné* a Capodimonte, che funziona con una regolarità sorprendente.

Il processo più semplice per ottenere l'acido di *Nordhausen* è quello di distillare in istorte di vetro, o di grès il solfato di ferro del commercio, e raccogliere l'acido che distilla. Il solfato si scompone parzialmente prima, poi interamente e produce solfato d'idrogeno ed anidride solforica che si discioglie in csa. Anche scomponendo il bisolfato di soda, si può ottenere in piccola porzione il detto composto.

Intanto il solfato di acqua che si ottiene dal commercio è quasi sempre impuro; e può contenere vapori nitrosi, solfato di piombo, ed arsenico: specialmente se si brucia il solfo ottenuto dalle piriti. Si depura per l'uso dei laboratori chimici allungandolo prima con equal volume di acqua, e lasciandolo riposare; perchè allora il solfato di piombo si precipita: decantando il liquido soprannuotante, aggiungendovi l'idrogeno solforato od il solfuro ammonico, lasciando in riposo, ed eliminando il solfuro di arsenico che precipita. Di poi mettendo l'acido in istorte di vetro, che abbiano l'inclinazione del collo sulla volta minore di un angolo retto, e distillando il prodotto fino a quando ciò che resta bolle a 300 almeno. Il liquore primo si elimina, e si raccoglie l'altro: avendo cura di esporre la storta in fornello che riscaldi la massa liquida di sopra in sotto.

I particolari tutti della preparazione, sono notati nei Trattati di operazioni chimiche.

ACIDO SOLFOROSO $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{H}^2$?

*Spirito di zolfo per campana—solfito d'idrogeno
acido monotionico.*

ESISTENZA. — Vuolsi che l'anidride solforosa (Su^2O^4) esista libera nelle solfatare e nei fumajuoli vulcanici. A noi pare non esista che temporaneamente nell'incendi vulcanici; perchè non ci è sembrato chiara la sua esistenza nelle condizioni in cui i chimici l'hanno ammessa. È il prodotto più stabile della combustione del solfo nell'aria, o nel gas ossigeno.

CARATTERI. — Fluido, è incolore, con odore soffocante caratteristico, sapore spiacevole che ricorda l'aroma. Ha una densità di 2,234 : prima di 20° sotto lo zero è fluido ; a questo freddo si liquefa in un liquore limpido scorrevole, ed a -76° è solido del tutto. Entra in ebollimento a -10° ed è capace di congelare il mercurio, se con esso si bagna la pallina di un termometro. L'acqua scioglie 37 volte il proprio volume di questo fluido, e produce l'acido solforoso combinato con l'acqua $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{H}^2$. Questa soluzione è usata in Farmacia sotto il nome di *spirito di zolfo per campana*. Il solfito d'idrogeno non si conosce allo stato libero e puro. Si ottiene cristallizzato in cubi il composto $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{H}^2 + 8\text{H}^2\text{O}^2$ e tiene l'aspetto del nitro.

Si riconosce all'odore caratteristico, ed all'azione che vanta sulle materie coloranti; che prima le arrossisce, poi le scolara; mentre un alcali, ripristina questo colore facilmente. Scompone i sali di cromo, quelli di oro e di ferro trasformandosi in acido solforico, togliendone l'ossigeno. Riduce il selenio ed il tellurio dalle loro soluzioni alcaline. Per la sua volatilità, si usa per produrre freddo.

Appendice agli acidi dello zolfo.

ACIDO IPO SOLFOROSO $\text{Su}^2\text{O}^3, 2\text{H}^2\text{O}$?

Acido solfosolforico—acido ipotionico.

Quest'acido non è stato ancora ottenuto allo stato libero e non si conosce che in combinazione colle basi.

Sebbene nell'acido iposolforoso gli equivalenti di zolfo e di ossigeno siano nel rapporto di 1 : 1 non si potrebbe rappresentare quest'acido colla formola SuO mentre ogni equivalente di base si combina con 48 parti in peso di acido iposolforoso per formar sali metallici.

ACIDO DITIONICO $\text{Su}^2\text{O}^5, \text{HO}$

Acido iposolforico.

Scoperto da *Gay-Lussac* e *Welter* nel 1819.

L'anidride non si può ottenere. Il sale idrico $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{H}$ si ha decomponendo i sali metallici. È un corpo di sapore acido.

La sua massima densità è di 1,347.

Un calore inferiore a 100° lo decompone in acido solforico e solforoso.

Nel vuoto subisce la stessa decomposizione, quando si cerca concentrarlo dopo d'averlo acquistato la detta densità.

All'aria attira ossigeno e si converte in acido solforico (*Heeren*).

Il biossido d' azoto e l'acido nitrico non l' alterano all'ordinaria temperatura, ma al calore dell' ebollizione lo convertono in acido solforico.

Non è decomposto dalla potassa.

Col nitrato di sottossido di mercurio dà un precipitato giallo che diventa nero al calore dell'ebollizione.

Il cloro non l'altera.

ACIDO TRITIONICO $= \text{Su}^3\text{O}^5, \text{OH} ?$

Acido solfoiposolforico—acido iposolforico monosolfurato.

ESISTENZA. — Fu scoperto da *Langlois*.

La soluzione di quest' acido si può concentrare nel vuoto della macchina pneumatica; ma col calore si decompone in zolfo, acido solforoso e solforico.

Precipita in nero il nitrato di sottossido di mercurio.

Trattato con eccesso di potassa si decompone, trasformandosi in solfito ed in iposolfito.

Il cloro lo trasforma in acido solforico.

ACIDO TETRATIONICO $= \text{Su}^4\text{O}^5, \text{OH}$

Acido iposolforico bisolfurato.

ESISTENZA. — Venne scoperto da *Fordos* e *Gelis*.

È un liquido, incolore e senza odore, con sapore acido. Diluito non si scompone all'ebollizione; ma se è molto concentrato si trasforma in acido solforico, in solfo che si precipita ed acido solforoso.

L'acido nitrico ne precipita zolfo, ma non l'acido solforico ed idroclorico.

Precipita in bianco il protocloruro di stagno ed il sublimato; in nero i sali di argento.

Col nitrato di sottossido di mercurio dà un precipitato giallo, che diventa nero all'ebollizione.

In presenza di un eccesso di potassa si decompone, trasformandosi in solfito ed iposolfito.

Il cloro lo muta in acido solforico.



Acido iposolforico trisolforato.

Pare siasi scoperto da *Wackenroder*.

Le sue proprietà, sono pochissimo conosciute. *Trattato con la potassa si converte in iposolfito.*

Il cloro lo trasforma in acido solforico. Col nitrato di sottossido di mercurio dà un precipitato giallo che annerisce coll'ebollizione: col calore si trasforma in acido solforico e solforoso: lo zolfo si deposita dopo.

L'acido pentationico è polimero coll'acido iposolforoso, stando in entrambi l'ossigeno al solfo come 1 : 1 ; ma l'equivalente dell'acido iposolforoso è condensato nell'altro acido; perocchè il primo pesa 48, quello del pentationico è 120. Gli acidi tionici sono tutti *monobasici*, si saturano cioè con H^2O^2 ovvero M^2O^2 nel loro doppio equivalente.



È un prodotto artificiale che si ottiene con l'ossidazione del selenio per via umida ; liquido, di aspetto e consistenza oleosa, incolore, acido di sapore e caustico: è analogo al solforico.

A + 280° non si decompone; ma più oltre si risolve in ossigeno ed acido selenioso. All'aria attira l'umidità. Si unisce all'acqua con isviluppo di calore. Scioglie lo zinco ed il ferro con svolgimento d'idrogeno.

Scioglie pure l'oro ed il rame, ma con l'ajuto del calore. I metalli in parte si ossidano e l'acido parzialmente convertesi in acido selenioso ed acqua. Non agisce sul platino.

L'acido idroclorico, coll'ajuto del calore, lo decompone : si sviluppa cloro e resta acido selenioso.

Non ha usi, fuori del laboratorio del chimico.

L'anidride selenica non si è isolata.

ACIDO SELENIOSO $\text{Se}^2\text{O}^6, \text{H}^2$

ESISTENZA. — È prodotto nel riscaldamento del selenio all'aria libera, o nel gas ossigeno, che forma l'*anidride seleniosa* Se^2O^4 , la quale assorbe l'acqua igroscopica e fornisce un liquido acido decomponibile per l'azion del calore in *anidride* ed acqua.

Quest'acido è capace di espellere l'acido nitrico ed idroclorico dai nitrati e dai cloruri.

Si riconosce perchè lo zinco, il ferro e l'acido solforoso ne precipitano il selenio bruno o rosso.

L'anidride seleniosa fluida è di color giallo, cristallizzabile al calore ordinario in piccoli prismi allungati deliquescenti, bianchi, solubili nell'acqua e nell'alcool, e volatili ad un calore prossimo al rosso.

Formandosi col riscaldamento del selenio, serve a precisare la natura di questo corpo.

ACIDO TELLURICO $\text{Te}^2\text{O}^8, \text{H}^2$

ESISTENZA. — Non si conosce naturale.

CARATTERI. — Quello che si prepara è giallo polveroso a caldo, bianco di latte a freddo, solubile a stento nell'acqua bollente, quasi insolubile a freddo.

Non è alterato dall'acido idroclorico a freddo, ma con l'ebollimento svolge cloro. Con forte riscaldamento perde l'ossigeno e dà l'acido telluroso anidro. Berzelius lo denomina acido alfa-tellurico.

Lo stesso chiama acido betatellurico il composto $\text{TeO}^4, \text{H} + 2\text{HO}$; il quale differisce affatto dal precedente. *E di vero, questo è solubile, a freddo ed a caldo, nell'acqua e nell'alcool; e cristallizza in prismi esagonali. A 100° perde 2HO e si risolve in polvere gialla, cioè nel composto precedente. Il sapore dell'acido in parola è caustico e metallico come quello del nitrato di argento.*

L'anidride tellurica non pare esser conosciuta.

ACIDO TELLUROSO $\text{Te}^2\text{O}^6, \text{H}^2$?

Acido betatelluroso idrato.

ESISTENZA. — Non è stato isolato, ma è analogo all'a. solforico.

CARATTERI. — Ciò che si è studiato è l'anidride tellurosa, che offre due varietà isomeriche, una in grani cristallini, bianca, che s'ingialla col riscaldamento, e divien bianca col raffreddarsi, passando per la seconda modificazione.

Col riscaldamento al rosso si fonde in color giallo cupo; pare si vetrifichi, e lasci col raffreddamento delle goccioline bianche.

È considerato come acido idrato il *betatelluroso*. Ha caratteri di una terra bianca, arrossa la laccamuffa, non è solubilissimo nell'acqua, ma vi si scioglie. Al contrario dell' altro, questo si combina con l'ammoniaca e coi carbonati alcalini: pare solubilissimo negli alcali caustici.

Portato a fusione assieme al borace si riduce con una specie di esplosione.

Fuso coi carbonati alcalini passa all'altra modificazione formandosi dei sali metallici.

È appena solubile nell'acqua.

La soluzione non ha reazione acida sulla laccamuffa; ma se allo stato umido si mette in contatto di carta azzurra dopo un certo tempo la rende rossa.

ACIDO CLORICO ChO^6, H

ESISTENZA. — L'anidride clorica non è stata isolata, e non pare che possa esistere in condizioni ordinarie.

CARATTERI. — Il clorato d'idrogeno è un liquido sciropposo, privo di odore e colore, di sapore acido marcatissimo. Riscaldato moderatamente si concentra a 40° si decompone in acido perclorico ed anidride clorosa: al calore dell'ebollizione la metamorfosi è più completa, dando lo stesso acido perclorico, ossigeno e cloro.

Arrossa dapprima ma poi scolora la tintura di laccamuffa. Non cangia il colore dell'indaco.

Discioglie il ferro e lo zinco con isviluppo di gas idrogeno, quando è diluito.

I corpi ossidabili lo decompongono trasformandolo in acido cloroso; l'acido solforoso si converte in acido solforico; l'idrogeno solforato produce acqua, cloro e zolfo; operando allora come corpo ossidante.

Concentrato al massimo grado è di color giallognolo e di un odore che ricorda quello dell'acido nitrico, proprietà che forse provengono da una traccia di acido cloroso.

Venuto in contatto colle sostanze organiche, ne ossida gli elementi rapidamente, infiammandone ancora alcune.

ACIDO IPOCLORICO ChO^5, H (non esiste libero)

L'anidride ipoclorica ChO^4 è stata indicata da E. Davy e studiata da *Millon*: essa ha funzioni anomale, perchè spesso trasformasi in ChO^3 ed in ChO^5 quando la si forza a combinarsi con altri ossidi.

Dietro ciò che *Millon* scrive, tal composto è liquido, rosso cupo, volatile con ebollimento a 20° e mostrandosi fluido giallo verdiccio: ha odore analogo al gas nitroso. Con una densità di 2,315 esplode ad un calore di 60° a 63° . Si solve nell'acqua, e si è solidificato col freddo.

Alle cennate qualità, se aggiungasi che viene decomposto dal solfo, e dal fosforo; non che dall'acido cloridrico, non si potrà più confondere questo composto.

ESTRAZIONE. — Si prepara scomponendo il clorato di potassa con eccesso di acido solforico, molte precauzioni osservando, onde non detoni con danno dell'operatore.

ACIDO CLOROSO $\text{ChO}^4, \text{H}?$

ESISTENZA. — Non è stata per ora isolata la specie salina idrica. L'anidride clorosa ChO^3 , si conosce soltanto, e venne scoperta da *Millon*.

CARATTERI. — È corpo fluido, di color verdognolo carico, di odore forte ed irritante, del peso di 2,646. Fortemente raffreddato si condensa in un liquido rosso.

A $+ 57^{\circ}$ si decompone con leggiera scossa ne' suoi principii.

L'acqua a $+ 20^{\circ}$ ne discioglie sei volte il proprio volume, dando una soluzione di color giallo d'oro, di sapore caustico e che tinge in giallo la pelle.

L'acqua prende una tinta verdastra quando ne tiene sciolta poca quantità.

L'acido decolora le sostanze coloranti organiche.

È decomposto dalla luce anche quando trovasi in soluzione.

È decomposto con esplosione dal solfo, dal selenio, dal tellurio, dal fosforo e dall'arsenico.

I metalli non vi hanno azione se il gas è allo stato secco; la sua soluzione però li ossida. Si combina con le basi e forma cloriti ChO^4, M .

ESTRAZIONE. — Si ottiene, tritutando 4 parti di clorato di potassio puro con 3 parti di acido arsenioso, ed in crogiuolo di platino raffreddato si miscchia con 12 parti di acido nitrico puro di densità = 1,327. Fatta la miscela si pone in matraccetto di vetro con tubo adduttore, e si riscalda ad un calore non maggiore di 50° .

ACIDO IPOCLOROSO $\text{ChO}^2, \text{H}?$

È un prodotto artificiale, non libero.

ESISTENZA. — L'anidride ipoclorosa ChO è stata ottenuta decomponendo l'ossido giallo di mercurio HgO col cloro: di vero $\text{Ch}^2 + \text{HgO} = \text{HgCh} + \text{ChO}$. È fluido ad un calore atmosferico in-

feriore a 18° o 20°. Quando è liquido ha color rosso vermiglio come il sangue arterioso.

L'odore suo ricorda ad un tempo quello del cloro e del jodo; ed è più penetrante di questi corpi, attaccando gli occhi con dolorosa sensazione.

Da + 17° a 20° bolle, dando un gas di color giallo rossastro.

Con un calore maggiore si decompone con esplosione in cloro ed ossigeno: e qualche volta senza esplodere.

Si scioglie nell'acqua, quando si perviene ad ottenerlo gassoso. A 0° 1. 100 parti di acqua in peso ne prendono 77,36 d'acido ipocloroso.

La soluzione ha lo stesso colore del gas e decolora le materie organiche con un potere decolorante doppio di quello del cloro in esso contenuto.

Questo corpo si trasforma con molta facilità. Fa esplosione con l'arsenico, col fosforo e col potassio.

L'antimonio per decomporlo dev' essere in polvere finissima e non in grossi grani.

Talora fregando un poco con lima sul tubo che lo contiene, la vibrazione prodotta sul vetro basta per farlo decomporre.

È micidiale alla respirazione, provocando tosse ed anche sputo di sangue.

ACIDO OSSICLORICO $\text{ChO}^{\text{a}}, \text{H}$

Acido perclorico — iperclorico — clorico ossigenato.

ESISTENZA. — Si può avere solido e cristallino formato da due sorte di cristalli differenti per la forma, per la quantità di acqua che racchiudono, e per la loro volatilità relativa.

CARATTERI. — Entrambi si fondono ad una bassa temperatura, hanno una forte attrazione per l'acqua, ed attirano prontamente la umidità atmosferica.

L'acido ossiclorico non si conosce allo stato di anidride.

Ha sapore acidissimo.

Arrossa la calamauffa.

Resta indecomposto all'azione della luce solare, dell'acido solforoso e dell'idrogeno solforato.

Ha grande affinità per le basi ed è il più stabile tra gli ossiacidi del cloro.

Prima di distillarlo per averlo cristallizzato, ha la densità di 1,65, è liquido, scolorito e sponde qualche vapore in contatto dell'aria. Pare vi esistano diversi composti idrati di anidride perclorica, una bolle a 197°, l'altra dà fumi bianchi a 200° e più, poi cristallizza solido in aghi; un terzo è più volatile ancora.

PREPARAZIONE. — Si ottiene riscaldando il clorato di potassa ed

estraendone una parte di ossigeno; poi lavando il residuo con acqua fredda che scioglie il cloruro; quindi cristallizzando il residuo con soluzione bollente. Questo sale scomposto con acido idrofluosilicico, e separato dal fluosilicato di potassa, dà una soluzione che distillata fornisce l'acido perclorico ChO^8, H ed un altro sale con maggior quantità di tale liquore $\text{ChO}^8, \text{H} + n\text{OH}$.

ACIDO BROMICO BrO^6, H

ESISTENZA. — È il prodotto della scomposizione dei bromati con altro acido.

CARATTERI. — Liquido di consistenza sciropposa, odore sensibile, sapore acidissimo.

Si riconosce, perchè toglie l'acqua si risolve in bromo ed idrogeno; il che si può effettuare con l'acido fluoridrico, cloridrico fluido, l'acido solforico concentrato.

L'acido solforoso poi ed i solfiti anche rendono libero il bromo per indicarlo.

Si ottiene scomponendo il bromato baritico col solfato d'idrogeno diluito; decantando e concentrando il liquore, fino a che si cominci appena a colorare per parziale scomposizione.

Non si conosce l'anidride bromica BrO^5 .

ACIDO JODICO JoO^6, H

ESISTENZA. — Prodotto dall'arte, e scoperto da *Davy*.

Fu studiato prima da *Serullas* poi da *Millon*.

CARATTERI. — Solido cristallizzato in prismi a sei facce, molto solubile nell'acqua; che arrossa la tintura di laccamuffa, poi col tempo la scolora. È solubilissimo nell'acqua e nell'alcool a 35° B.

Le materie organiche, l'acido solforoso, l'idrogeno solforato, l'acido iponitrico lo decompongono mettendo il jodo in libertà.

Si conosce un altro acido idrato della formola $\text{HIO} + 3\text{JoO}^5$, che è il prodotto del precedente, o quando il primo è esposto ad una temperatura di 100° a 130°, o quando, lo stesso è trattato coll'alcool anidro od anche coll'alcool a 33° B. purchè vi si abbia aggiunto qualche goccia di acido solforico alla soluzione.

È solubile nell'acqua trasformandosi in $\text{HIO} + \text{JoO}^5$, ed insolubile nell'alcool.

È cristallizzato in pagliuole risplendenti.

L'anidride jodica $= \text{JoO}^5$ è il prodotto del primo idrato od anche del secondo, quando si riscaldano a 170°.

Si ottiene scomponendo il jodato di barite con acido solforico inacquato in proporzione equivalente; togliendo il precipitato e

concentrando il liquore acido, che si ricava, per ottenerlo debitamente cristallizzato.

ACIDO PERJODICO $\text{JoO}^8, \text{H} ?$

• *Acido iperjodico—acido ossijodico.*

ESISTENZA. — L'acido monobasico non pare siasi isolato.

I chimici ammettono $\text{JoO}^7, 5\text{HIO}$ come la formola dell'acido perjodico; e lo vogliono pentabasico.

Fondano la loro opinione sulla composizione dei perjodati conosciuti, i quali sono per lo più formati da due basi diverse. che sommate insieme danno un gruppo basico 5MO . Se ciò è nel fatto, pare che il vero perjodato d'idrogeno non siasi scoperto.

I caratteri dunque dell'acido conosciuto sono:

CARATTERI. — È solido cristallizzato in prismi a base rombica; fusibile a 130° ; si decompone in ossigeno ed acido jodico a 200° o poco più: e con maggior riscaldamento anche l'acido jodico si scompone nei suoi elementi.

Giungendo a queste qualità quella di produrre un sale con la soda, molto poco solubile, si ha il carattere distintivo del composto.

L'anidride ossijodica dunque non esiste ancora.

PREPARAZIONE. — Ponendo il jodato di potassa in una soluzione di soda caustica, e facendo arrivare del cloro puro nel mescolglio, si forma ossijodato sodico, e cloruro potassico. Il sale insolubile lavato e fatto cristallizzare, offre il modo di ottenere il sale di barite per doppia sostituzione, o quello di argento, dai quali poi ricavasi l'acido acquoso.

ACIDO NITRICO NO^6, H

*Nitrato d'idrogeno—azotato d'acqua—acido azotico
acqua forte—spirito di nitro fumante.*

ESISTENZA. — Non s'incontra schietto in natura. Combinato però con la soda, con la potassa, con la calce e con la magnesia, forma le efflorescenze dei vecchi muri. Combinato con l'ammoniaca accompagna le acque delle piogge uraganeose.

CARATTERI. — Il nitrato d'idrogeno è liquido fumantissimo, incolore, di sapore acre e caustico, che disorganizza la cute, la ingiallisce al pari di tutte le sostanze animali. All'aria ed alla luce si decompone in ossigeno ed acido ipo-azotico, se vi ha un calore almeno di 30° a 40° e si colora in giallo. La sua densità è 1,521 e segna all'areometro di *Baumé* 40° gradi. Bolle ad 86° in parte decomponendosi, e resta un acido più diluito. Raffreddato a -50°

si solidifica e prende l'aspetto di butiro. In questo caso la quantità di acqua sta all'anidride pura nella proporzione di 15,5 p. %.

Si distingue quest'acido per l'azione che vi esercita la luce, pel punto di ebollizione, per la densità: e perchè decompone l'idrogeno solforato con precipitazione di zolfo: perchè non altera il brillante del bismuto anche ad un calore di 20°; come non intacca lo stagno: il ferro puro si cove di uno strato, nero, azzurro, o violaceo che pare essere ossido di ferro inattaccabile dagli acidi e che preserva il resto del ferro dalla comune azione: il ferro così trattato dicesi passivo.

PREPARAZIONE. — Si prepara prendendo un acido nitrico molto concentrato, mischiandolo col suo volume di acido solforico, e distillando: il prodotto si ridistilla sotto una corrente di acido carbonico, e ad una temperatura che non si elevi più di 86° e 90°. Si dee conservare in un vase nero, coperto di un corpo della stessa tinta (si usa rarissimamente).

In Chimica intanto oltre all'acido descritto, scoperto e studiato dal *Millon*, con la composizione in formola NO^6, H vi ha tre altri composti di questo con l'acqua, che si distinguono pel punto di ebollizione, e per l'azione sui metalli. Essi sono:

$\text{NO}^6, \text{H} + \text{HO}$ denominato nitrato di acqua basico

$\text{NO}^6, \text{H} + 4 \text{HO}$ » acido nitrico idrato

$\text{NO}^6, \text{H} + 4\frac{1}{2}\text{HO}$ » » nitrico a 4 eq. e $\frac{1}{2}$ d'acqua.

L'acido a due equivalenti di acqua è difficile a preparare; perchè devesi ottenere da una gran quantità di acido ad un equivalente di acqua una piccola proporzione di quest'acido.

Si conosce perchè, *bolle a 123°, ha una densità di 1,484 a 18° che si comporta sui metalli come il precedente; e non decompone l'idrogeno solforato.* Si ottiene soltanto partendo da un acido più concentrato che si assoggetta alla distillazione frazionata.

L'acido a 4 equivalenti di acqua bolle a 125°, ha una densità di 1,216 e non attacca lo zinco, nè il ferro che rimane splendente in esso; mentre opera sugli altri metalli.

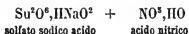
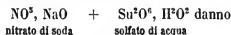
L'acido a 4 equivalenti $\frac{1}{2}$ di acqua bolle a 127° ha una densità di 1,405 a 28° e quando è puro non intacca il rame a freddo, non precipita l'idrogeno solforato.

L'acido nitrico empiricamente considerato, tal quale si ha nei laboratorii, privato anche di acido idroclorico e solforico, ha una costituzione variabile, onde vale meglio denominarlo *acqua forte pura, od impura.*

Le qualità generali di questo corpo, sono d'esser limpido, incolore, di serbarsi incolume all'azione della luce, d'ingiallire una

barba di piuma o la cute, o togliersene la parte colorata col riprodursi dell'epidermide, e d'intaccare quasi tutti i metalli con isvolgimento di vapori giallo-aranci (che sono un misto di biossido e tetraossido di azoto, ed acido nitroso anidro). La sua densità ed il grado di calore in cui bolle l'acqua forte, sono proporzionati alla sua composizione. In generale distillando un acqua forte diluita, questa dà dell'acqua acida, e tiene un acido a 4 equivalenti $\frac{1}{4}$ di acqua, come termine costante bollente a 128°: ma se distillasi un acqua forte concentrata, il punto fisso dell'acido più debole che si può ricavare è quello a 4 equivalenti di acqua, che bolle fra 125° a 127°.

L'acqua forte si prepara in grande pei bisogni della industria, decomponendo in istorte, o cilindri di ferro il nitrato di soda naturale, o quello di potassa, con l'acido solforico concentrato. La reazione si effettuisce come una doppia sostituzione, cioè



Siccome l'acido solforico del commercio contiene spesso l'arsenico, ed il nitrato porta seco dei cloruri, perciò l'acqua forte contiene quasi sempre acido solforico, cloro, arsenico, ossido di azoto, non che ferro, se si ottenne in cilindri di questo metallo.

Si fa dunque l'esplorazione coi rispettivi reagenti per determinare la presenza di questi corpi (vedi pag. 269 e 267 parte I.^a pel ferro e l'arsenico): col nitrato di barite in soluzione vi si riconosce l'acido solforico, e col nitrato di argento si precipita il cloro.

Ciò fatto per ottenere la depurazione di una certa quantità di liquido si comincia col farvi gorgogliare l'idrogeno solforato che precipita il solfuro di arsenico: poi lasciarsi in riposo per 24 ore, e decantasi il liquido chiaro nel quale si aggiunge il nitrato di argento e si fa depositare il liquido chiaro privato di cloro. Vi si toglie poi il ferro, aggiungendo un poco di prussiato giallo di potassa, che dà l'azzurro di Berlino; quindi il nitrato di barite per eliminare in forma di solfato di bario l'acido solforico.

Fatte queste operazioni, si distilla il liquido novellamente con precauzione, e si conserva dopo averlo risaggiato e trovato puro.

Quando l'acido del commercio non contenga acido solforico, basta farlo bollire per una mezz'ora perchè perda il cloro ed i vapori nitrosi, e può impiegarsi per le operazioni da laboratorio. Se poi contiene acido solforico, si può distillarlo col nitrato di bari-

te, perchè si purifichi egualmente, passando nel primo quinto della distillazione tutto il cloro. (Quantunque *Barreswill* ha ritenuto come costante questo dato, a noi non è mai riuscito profittevole di buon risulamento).

Aggiungendo qualche oncia di nitrato di piombo a tre libbre di acqua forte, lasciando in riposo, e distillando il prodotto chiaro, si ottiene l'acido puro con molta facilità; purchè non contenga arsenico.

Anidride nitrica $\text{NO}^5 = \text{N}^2\text{O}^{10}$. Questo corpo è stato scoperto da *Saint-Claire-Deville*, decomponendo in modo accurato il nitrato di argento anidro, col cloro gassoso anche anidro. L'operazione è una delle più difficili della chimica per la complicità dell'apparecchio, e la diligenza e perizia dell'operatore.

L'acido è solido, in belli cristalli a prismi rombici, fusibile a circa 30° , e fluidificabile a 50° , decomponendosi parzialmente. Assorbe l'umidità atmosferica, e si trasforma in acido idrato. Conservato, dopo qualche tempo, è capace di detonare senza cagione apparente. Si combina con l'acqua con evoluzione di calore; e col gas ammoniacco forma azotato di ammonio e vapori nitrosi.

Non ha ricevuto veruna applicazione.

ACIDO NITROSO $\text{NO}^4, \text{H}?$

Nitrito d'idrogeno — acido azotoso.

ESISTENZA. — Non esiste schietto in natura. Trovasi nelle specie metalliche a base di sodio e di potassio. Devesi a *Peligtot* la conoscenza dell'acido nitroso, il quale l'ottenne liquido, saturando col biossido di azoto l'acido nitrico NO^6, H fino a che la tinta del nuovo corpo sia di un bell'azzurro. Combinandosi NO^6, H con biossido di azoto N^2O^4 si forma $\text{N}^3\text{O}^8, \text{OH}$, che può considerarsi come formato da miscuglio di acido nitroso $\text{NO}^4, \text{H} + 2\text{NO}^3$ ed anidride nitrosa.

QUALITÀ. — È un liquido azzurro, traente tanto meno al verde per quanto è più prossimo alla combinazione sopraindicata. *Bolle ad un calore inferiore a 0° , ed è decomposto dall'acqua in $\text{NO}^6, \text{H} + \text{N}^2\text{O}^4$.*

Calcinando il nitrato di soda o di potassa, si trasforma in nitrito perdendo ossigeno, e con questo può aversi qualche altro sale metallico per doppia sostituzione. Un nitrito di piombo si prepara direttamente, facendo bollire piombo metallico con nitrato di piombo per più tempo. Ma il corpo che risulta è nitrito $\text{NO}^4, \text{Pb} + 2\text{PbO}$ da cui l'anidride NO^3 non si è isolata ancora.

ACIDI FOSFORICI.

Si conoscono tre differenti composti di questa specie, (vedi pagina 38) diversi per le proprietà e per la quantità di acqua che contengono. I chimici perciò l'hanno distinti con nomi diversi, per ricordarne la natura differente. Essi sono:

PhO^6, H	acido metafosforico
PhO^7, H^2	» pirofosforico
PhO^8, H^3	» fosforico comune.

ACIDO METAFOSFORICO PhO^6, H

Metafosfato d'idrogeno.

ESISTENZA. — Non esiste libero in natura, ma è sempre un prodotto dell'arte.

CARATTERI. — Solido, vetroso ed incristallizzabile, solubile nell'acqua, in cui resta inalterato alla temperatura ordinaria. Con la ebollizione questa soluzione passa in acido fosforico comune.

Si distingue dagli altri composti di questa specie perchè *precipita in bianco l'albumina, e dà col nitrato d'argento un precipitato bianco amorfo* (vedi pag. 39). Coi sali di calce produce un precipitato analogo a quello che dà col nitrato d'argento, e coi sali solubili di barite un precipitato bianco.

PREPARAZIONE. — Si prepara, o calcinando fortemente l'acido fosforico comune; o decomponendo il fosfato d'ammoniaca col calore; o scomponendo con l'acido solfoidrico il metafosfato di piombo.

ACIDO PIROFOSFORICO PhO^7, H^2

Pirofosfato d'idrogeno.

ESISTENZA. — Come il precedente è un prodotto artificiale.

CARATTERI. — Solido, vetroso come l'acido metafosforico, ma capace di cristallizzare (*Peligo*). La sua soluzione acquosa ha tutti i caratteri generali dell'acido fosforico comune, in cui di fatti si trasforma sotto l'influenza del calore.

Col nitrato d'argento neutro dà un precipitato bianco come l'acido metafosforico, ma si distingue da questo perchè: *non precipita nè l'albumina, nè i sali di barite, anzi discioglie l'albumina coagulata.*

ESTRAZIONE. — Si prepara decomponendo con l'idrogeno solforato il pirofosfato di piombo.

ACIDO FOSFORICO COMUNE PhO^4, H^3

*Fosfato d' idrogeno—acido fosforico ordinario
o gelatinoso.*

ESISTENZA. — Non esiste libero e schietto. È il prodotto dell'arte.

CARATTERI. — Solido, incolore, trasparente, cristallizzabile, inodore e di sapore fortemente acido. È solubilissimo nell' acqua e nell' alcool, ed in contatto dell' aria si cangia in liquido di consistenza sciropposa, per l'umidità che ne assorbe. Riscaldato si fonde, e può volatilizzarsi ad elevatissima temperatura: i suoi vapori attaccano il vetro e la porcellana. Con la calcinazione, passa successivamente in acido pirofosforico e metafosforico. Col semplice riscaldamento non può passare in anidride fosforica. Arroventato in contatto del carbone si risolve in ossido di carbonio, acido carbonico e fosforo elementare.

. Si distingue perchè *non precipita l'albumina, perchè produce col nitrato d'argento un precipitato giallo, e perchè scioglie l'albumine d'uovo coagulato.*

ESTRAZIONE. — Si prepara sia ossidando il fosforo con l'acido azotico, sia decomponendo con l'acqua il percloruro di fosforo, sia in fine decomponendo il fosfato di piombo con l'idrogeno solforato, ovvero con l'acido solforico.

L'anidride fosforica PhO^5 è solida bianca, e si presenta in fiocchi farinosi e deliquescenti. Posto nell' acqua vi si combina rapidamente e la combinazione è accompagnata da un rumore analogo a quello che fa sentire un ferro rovente immerso nell' acqua; e per questa ha tanta avidità che la toglie allo stesso acido solforico, riducendolo allo stato anidro sotto l'influenza del calore. Al calor bianco si volatilizza senza decomporsi, e per la sua stabilità, a temperatura elevatissima può seacciare l'acido solforico dai solfati. Col carbone, quando viene riscaldato, subisce la medesima decomposizione dell'acido fosforico comune.

PREPARAZIONE. — Si ottiene facendo bruciare il fosforo nell'aria perfettamente secca, al di sotto d' una campana di cristallo capovolta sul mercurio. Il prodotto si condensa nelle pareti interne del vase.

Si usa in Chimica organica per privare d' idrogeno e d' ossigeno le sostanze, ed ottenere molecole più semplici da molecole più complesse.

ACIDO FOSFOROSO PhO^4, H

. **ESISTENZA.** — È un prodotto dell'arte.

CARATTERI. — Solido, cristallizzato in parallelepipedi, incolore

e trasparente. È solubile nell'acqua. Riscaldato si trasforma in acido fosforico ed idrogeno fosforato, dopo di essersi fuso e disciolto nell'acqua di cristallizzazione. Una soluzione di potassa, con l'ajuto del calore, è decomposta in contatto dell'acido fosforoso; si sviluppa idrogeno per la decomposizione dell'acqua, e l'acido in osò si cangia in acido fosforico che si combina colla potassa.

L'ossido di mercurio riscaldato con questo corpo si riduce in mercurio elementare, ed acido fosforico. Molti altri ossidi metallici si comportano come quello di mercurio, e col riscaldamento la reazione è istantanea e la riduzione completa. I sali di oro e di argento sono ancora ridotti allo stato metallico. L'acido nitrico lo trasforma in acido fosforico.

Riscaldato l'acido fosforoso con l'acido solforico, cangia questo in acido solforoso senza dare deposito di zolfo, e produce acido fosforico.

ESTRAZIONE. — Si ha decomponendo con acqua il triclorigeno di fosforo. Infatti:



La soluzione si evapora per discacciarne l'acido idroclorico e per far cristallizzare l'acido fosforoso.

L'anidride fosforosa PhO^3 è bianca, solida e volatile. Si scioglie facilmente nell'acqua, e può trasformarsi in acido fosforico assorbendo ossigeno dall'aria, o da qualunque altro corpo. Un calore anche moderato ed il contatto dell'aria basta per infiammarlo.

PREPARAZIONE. — Si ottiene riscaldando il fosforo in una debole corrente d'aria secca, in guisa che questa sia in difetto rispetto alla quantità del fosforo. Questa condizione si realizza servendosi di un tubo affilato ad un estremo, che abbia una lunghezza di 40 pollici, e che sia piegato ad angolo ottuso alla distanza di un pollice dalla parte dell'apertura capillare, per dove si fa entrare l'aria secca, mentre il fosforo si tiene liquido nella ripiegatura.

ACIDO IPOFOSFOROSO PhO^4, H^3

ESISTENZA. — Non si conosce in natura.

CARATTERI. — È un liquido incristallizzabile, viscoso, bianco e di sapore acidissimo. È solubile nell'acqua e la sua soluzione passa in contatto dell'aria calda in acido fosforico: riscaldato subisce la stessa decomposizione che si accompagna con sviluppo di gas idrogeno fosforato. È avidissimo di ossigeno, tanto da poter ridurre allo stato metallico buon numero di ossidi. In presenza della potassa in soluzione acquosa sviluppa idrogeno e passa a fosfito, che col tempo assorbe nuovo ossigeno e si trasforma in fosfato.

Disossida l'acido solforico riducendolo in acido solforoso, e la decomposizione è accompagnata da precipitazione di zolfo, il che lo distingue dall'acido fosforoso.

PREPARAZIONE. — Si prepara facilmente decomponendo l'ipofosfito di barite con l'acido solforico.

L'anidride ipofosforosa PhO , non è stata ancora isolata.

ACIDO ARSENICO $\text{AsO}^5, \text{H}?$

La specie idrica di questo composto non si è isolata, ma si conosce invece l'*anidride arsenica* AsO^5 , la quale sciolta nell'acqua potrebbe riguardarsi come un vero sale a base d'idrogeno.

ESISTENZA. — L'*anidride arsenica* esiste in natura in combinazione di talune basi nella *farmacolite*, nella *eueroite*, nella *olivinite*, e nella *schiuma di rame*, ec.

CARATTERI. — Solido, bianco, caustico, acidissimo, solubilissimo nell'acqua, e deliquescente. La sua soluzione, quando è molto concentrata, ha la consistenza viscosa, ed è capace di depositare cristalli voluminosi secondo *Mitscherlich*. Riscaldato entra in fusione e si divide in acido arsenioso ed ossigeno. Col carbone o l'idrogeno sotto l'influenza di un moderato calore riduce l'arsenico allo stato elementare. L'acido solforoso lo fa passare in acido arsenioso disossidandolo.

L'idrogeno solforato lo precipita in giallo pallido (AsSu^3) ed il nitrato d'argento in rosso mattone, dalle sue soluzioni saline.

ESTRAZIONE. — Si ottiene trattando con l'acqua regia l'arsenico, ovvero l'acido arsenioso anidro con la stessa, o col cloro.

ACIDO ARSENIOSO $\text{AsO}^4, \text{H}?$

Analogamente alla specie idrica dell'acido arsenico, quella dell'acido arsenioso non si è neanche isolata.

L'*anidride arseniosa* AsO^3 conosciuta ancora coi nomi di *arsenico bianco*, *ossido bianco d'arsenico*, *veleno dei topi*, s'incontra in natura sebbene di rado.

CARATTERI. — In arte questo corpo è solido, bianco, vetroso nella frattura, e di sapore aspro disagiata eccitante la saliva. Sull'organismo vivente agisce come potentissimo veleno, da produrre la morte dopo le più vive sofferenze.

Riscaldato fuori il contatto dell'aria al rosso nascente si fonde in un vetro trasparente, che si opaca all'aria umida, prendendo l'aspetto della porcellana. La varietà trasparente vetrosa, e l'opaca sono due modificazioni dello stesso corpo le quali hanno proprietà differenti. In generale la forma cristallina dell'acido arsenioso è l'ottaedro regolare; ma si è rinvenuto ancora cristallizzato in aghi

allungati, in tetraedri, e si è confuso colle forme del sistema rombico. Entrambe le due modificazioni dell'acido arsenioso anidro sono solubili nell'acqua, ma per disciogliere 110 grammi dell'acido trasparente è necessario un litro d'acqua, laddove per la stessa quantità di acido opaco occorrono circa tre litri di questo liquido (*Bussy*).

La densità della modificazione trasparente è 3,7385; quella dell'opaca è 3,699 (*Guibourt*). Sulle tinture vegetali spiegano reazioni acide, ma l'acido opaco agisce con minore energia. Il vapore di jodo colora in bruno l'acido opaco; e non altera il trasparente.

Queste due modificazioni isomeriche si possono cangiare l'una nell'altra: riscaldando nell'acqua l'acido opaco, questo si converte in acido trasparente, il quale ritorna alla modificazione primitiva col raffreddamento della soluzione.

L'acido arsenioso sotto qualunque modificazione riscaldato al di là del calor rosso si volatilizza, e dà vapori inodori, i quali in contatto dei corpi riduttori, come il carbone, danno odore di aglio. È solubile nell'ammoniaca senza contrarvi combinazione, e si scioglie in maggior copia nell'acido idroclorico. Se quest'acido è molto concentrato o bollente, ha luogo la formazione del tricloruro d'arsenico e si volatilizza. L'acido nitrico, e l'acqua regia lo cangiano in acido arsenico: l'idrogeno, il carbone od altro corpo riduttore lo convertono in arsenico elementare ad un calore rosso nascente.

Il jodo in presenza dell'acqua e dell'acido arsenioso passa in acido idrojodico, e dà acido arsenico.

Col concentramento della soluzione s'inverte la reazione, e per vicendevole decomposizione si riottiene acido arsenioso e jodo.

Con l'idrato di sesquiossido di ferro e con la magnesia idrata forma dei composti perfettamente insolubili, per lo che si sono adoperati tali corpi come antidoti in caso di avvelenamento prodotto dall'acido arsenioso.

Si distingue pei caratteri del genere descritti a p. 41 parte II^a.

PREPARAZIONE. — Questo composto non si prepara nei laboratori, ma si ottiene come prodotto secondario nell'arrostimento dei minerali arseniferi di nichel e di cobalto. Lo si purifica sublimando l'acido del commercio.

USI. — È usato nelle arti, e principalmente nella tintoria e nelle vetriere; in quest'ultime serve per trasformare il protossido di ferro in sesquiossido, onde si avessero dei vetri meno colorati.

ACIDO ANTIMONICO $\text{SbO}^3, \text{H}?$

ESISTENZA. — Non incontrasi libero, ma è sempre un prodotto dell'arte e dicesi *materia perlata del Cherchingio*.

CARATTERI. — Bianco, insipido e solubile nell'acqua. Esposto al calore perde l'acqua e si riduce in anidride antimonica. Nella potassa e nell'ammoniaca si discioglie lentamente a freddo, ma sotto l'influenza del calore vi si scioglie rapidamente.

Arrossa debolmente la tintura di laccamuffa.

PREPARAZIONE. — Si ottiene trattando l'antimonio con l'acqua regia, e decomponendo col carbonato di potassa o di soda il soluto, o decomponendo con un acido un antimoniato; oppure trattandolo con acqua di percloruro d'antimonio. Il prodotto differisce pei diversi metodi, imperocchè contiene diversa quantità di acqua d'idratazione. Questo fatto suggerì al *Fremy* l'idea di dare ai primi prodotti il nome di acido antimonico, e di chiamare il terzo acido metantimonico, dei quali l'uno combinandosi alle basi ne prende un solo equivalente, e l'altro ne prende due.

L'*anidride antimonica* SbO^3 è di color giallo pallido. Non si scioglie negli acidi, tranne nell'acido idroclorico da cui l'acqua lo precipita in fiocchi bianchi. Riscaldato ad un forte calore abbandona porzione dell'ossigeno e passa in acido ipoantimonico.

ESTRAZIONE. — Si prepara disidratando l'acido idrato, avvertendo di non portare la temperatura a tal punto da decomporre l'acido anidro.

ACIDO IPOANTIMONICO $\text{SbO}^3, \text{H}?$

Antimonato d'ossido d'antimonio—acido antimonioso.

ESISTENZA. — È prodotto dall'arte.

CARATTERI. — Solido, bianco, e insipido. Riscaldato passa in anidride ipoantimonica insolubile nell'acido nitrico.

Arrossa di poco la carta di laccamuffa e si scioglie nell'acido idroclorico, nella potassa e nella soda caustica.

L'*anidride ipoantimonica* SbO^4 è bianco-gialliccia, polverosa, insipida, insolubile nell'acqua, nell'alcool e negli ossiacidi. Al calor rosso bianco non si fonde nè si volatilizza, e riscaldata sul carbone non si riduce, per la ragione che alla temperatura necessaria per la sua riduzione, l'anidride antimoniosa si sublima.

La sua riduzione può aver luogo riscaldandola in un crogiuolo unitamente al flusso nero: in questo caso però l'antimonio che si ottiene per riduzione contiene del potassio.

È alquanto solubile nell'acido idroclorico concentrato; la soluzione è precipitata dall'acqua.

Le soluzioni alcaline allungate, lo decompongono dando luogo alla formazione di un antimoniato solubile, e restando per residuo l'acido antimonioso $= 2SbO^4 SbO^3 + SbO^5$. Per questa reazione, taluni Chimici la riguardano come la unione dell'acido antimonico con l'acido antimonioso anidri.

PREPARAZIONE. — Si ottiene, sia calcinando il nitrato basico di antimonio, sia mettendo in combustione l'ossido di antimonio in presenza dell'aria. Si prepara ancora calcinando l'acido antimonico, finchè non dà ossigeno, ovvero arrostando il solfuro d'antimonio fino alla sua completa ossidazione.

ACIDO ANTIMONIOSO $SbO^4, H?$

Ossido d'antimonio idrato.

ESISTENZA. — Non incontrasi in natura, ma si prepara nei laboratori.

CARATTERI. — È solido, cristallizzato in ottaedri regolari. Si scioglie negli alcali anche in soluzioni diluite, e forma dei veri sali, i quali sono così poco stabili da decomorsi e lasciar depositare l'ossido d'antimonio anidro cristallino con la semplice evaporazione.

PREPARAZIONE. — Si prepara decomponendo con l'ammoniaca, ovvero con un carbonato alcalino, il tricloruro d'antimonio.

L'*anidride antimoniosa* SbO^3 , conosciuta ancora coi nomi di *ossido d'antimonio*, *fiore d'antimonio* s'incontra nel regno minerale, ed è detto *antimonio ossidato*.

CARATTERI. — È bianco, perlaceo, di una densità di 5,56, ed isomorfo con l'acido arsenioso, presentando come questo il fenomeno del dimorfismo. Ha due forme cristalline incompatibili tra loro; imperocchè l'una è l'ottaedro regolare, l'altra appartiene al sistema del prisma con densità maggiore nel primo. Non si scioglie nell'acqua, ma invece si scioglie nelle soluzioni di potassa, o di soda caustica, soprattutto col calore, dalle quali si deposita quasi interamente col raffreddamento della soluzione allo stato cristallino. Sotto l'influenza del calore l'idrogeno, il carbone ed il solfo lo riducono allo stato elementare. Ad un calore prossimo al rosso nascente, si fonde in un liquido giallastro, e si volatilizza completamente: i suoi vapori raffreddandosi si depositano in lunghi agghi setacei che sono propriamente quelli che portano il nome di *fiore argentini d'antimonio*. È affatto indecomponibile dal semplice calore.

Fuso col cianuro di potassio, riduce Sb allo stato metallico, e dà luogo alla produzione del cianato di potassa (Liebig).

PREPARAZIONE. — Si ottiene calcinando l'antimonio in contatto dell'aria, ovvero decomponendo l'ossicloruro d'antimonio, col far-

lo bollire in una soluzione di carbonato di soda. Si può ancora preparare ossidando l'antimonio regolino riscaldato al rosso bianco con una corrente di vapore acquoso, od arrostando l'antimonio crudo (*stibina*).

ACIDO CARBONICO C^2O^4, H^2O^2

Acido aereo—ossicarbonico—acido cretoso.

La specie idrica non si è ancora ottenuta.

L'*anidride carbonica* C^2O^4 , incontrasi nell'aria atmosferica, e si sviluppa in gran copia in molti luoghi della terra dai terreni vulcanici. Si produce ancora nella combustione, nella fermentazione e nella putrefazione delle materie organiche, non che nella respirazione degli animali. Incontrasi pure allo stato di combinazione nei carbonati nativi.

CARATTERI. — Fluido incolore, di odore leggermente irritante, e di sapore alquanto acido. La sua densità è 1,5294, e quindi molto maggiore di quella dell'aria; ciò che permette di passarlo come un liquido da un vase in un altro. Arrossa debolmente la tintura di laccamuffa, la quale dopo un certo tempo riprende il colore primitivo. Non è sostegno di combustione, non è combustibile, e fa perire gli animali che lo respirano in una certa quantità. Sotto la pressione ordinaria l'acqua discioglie circa il suo volume d'acido carbonico, ma coll'aumento della pressione la sua solubilità cresce. La soluzione riscaldata, o posta nel vuoto alla temperatura ordinaria, o tenuta semplicemente all'aria, abbandona il gas disciolto con effervescenza. Non è alterato dal calore; con forti scariche elettriche si risolve in ossigeno ed ossido di carbonio. Ad una temperatura elevata è decomposto dall'idrogeno, dal carbone, e da molti metalli. Sotto forti pressioni, coadunate da poderoso raffreddamento, si riduce in un liquido incolore, e di una tensione considerevolissima, anche a bassa temperatura: tanto che a 0° è capace di fare equilibrio ad una pressione di 36 atmosfere. Questo liquido non è miscibile con l'acqua, ma si scioglie nell'alcool, nell'etere, e negli oli essenziali. La sua densità a 0° è 0,838. A $-78^{\circ},2$, sotto la pressione ordinaria, bolle, e ritorna in gas. Si può anche ottenere allo stato solido con l'apparecchio destinato alla sua liquefazione; poichè mentre una porzione di questo liquido si riduce allo stato gassoso, un'altra si solidifica. L'acido carbonico solido è bianco e leggero, come la neve in fiocchi. Esposto all'aria si evapora e produce un abbassamento di temperatura di -80° : e se l'evaporazione si accelera per mezzo del vuoto e dell'etere, si ha un freddo di -110° .

Il gas acido carbonico precipita in bianco l'acqua di calce ed

i sali solubili di questa base ad acido debole. Un eccesso di acido ridiscioglie il precipitato.

ESTRAZIONE. — Si prepara scomponendo con acido idroclorico il carbonato di calce; si produce acqua, cloruro di calcio, ed acido carbonico che si svolge. Questo svolgimento dicesi *effervescenza*.

ACIDO BORICO BoO^3, H^3

*Acido boracico—sale sedativo d'Hombergio,
sassolino—acido ossiborico.*

ESISTENZA. — Incontrasi libero in natura in certe località vulcaniche della Toscana, e delle isole Eolie; ove si sviluppa dai così detti *soffioni*, che sono dei piccoli crateri o *fumajuoli*, ed è trasportato dal vapore acquoso unitamente all'idrogeno solforato ed all'acido carbonico.

CARATTERI. — Solido, cristallizzato in isquame perlacee, incolore, inodore, è di sapore leggermente acido. Si scioglie poco nell'acqua fredda, in maggior quantità nell'acqua bollente: la sua soluzione arrossa leggermente la tintura di tornasole. Si scioglie ancora nell'alcool, al quale comunica la proprietà di bruciare con fiamma verde. Riscaldato a 160° , si cangia in un corpo vetroso ed omogeneo, il quale ritiene la sesta parte di acqua che prima conteneva; in modo che la sua composizione potrebbe esprimersi con la formola $\text{Bo}^3\text{O}^{18}, \text{H}\text{O} = 6\text{BoO}^3, 11\text{O}$. Con ulteriore riscaldamento abbandona la rimanente acqua e si riduce in anidride borica.

Si riconosce al coloramento verde pappagallo che comunica alla fiamma dell'alcool che si lascia bruciare in suo contatto.

PREPARAZIONE. — Si estrae dal bborato di soda (borace) decomponendolo con acido solforico, o idroclorico in soluzione concentrata.

L'anidride borica BoO^3 è una sostanza vetrosa, bianca, trasparente ed amorfa. Esposta all'aria si opaca per l'acqua che le sottrae. Riscaldato fortemente si fonde, e può colarsi in un vetro trasparente capace di ridursi in fili delicatissimi. Questo vetro col raffreddarsi si fende, e le fenditure avvengono con apparizion di luce al bujo.

L'acido fuso ha una tendenza a disciogliere gli ossidi metallici, formando dei vetri colorati variamente, e che sono un mezzo per distinguere la natura nelle analisi al cannello. Il potassio ed il sodio lo decompongono col riscaldamento, isolandone il boro.

ESTRAZIONE. — Si ottiene riscaldando l'acido borico, sino a che perde tutta l'acqua che contiene.

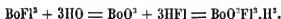
ACIDO FLUOBORICO $\text{BoO}^3\text{Fl}^3, \text{H}^3$

Idrofluato ossiborico.

ESISTENZA. — Non esiste libero in natura, e fu la prima volta ottenuto da *Gay-Lussac* e *Thenard*. La sua composizione potrebbe anche indicarsi con la formola $\text{BoO}^3 + 3\text{HFl}$, e così espresso sarebbe un composto di acido borico anidro e di acido idrofluorico.

CARATTERI. — È un liquido sciropposo come l'acido solforico, avente una densità di 1,50. È acidissimo ed annerisce le sostanze organiche.

PREPARAZIONE. — Si prepara facendo arrivare il gas fluoruro di boro nell'acqua, sino a completa saturazione. Per doppia decomposizione si forma l'acido in esame:



ACIDO IDROFLUOBORICO BoFl^4, H

La sua composizione potrebbe anche rappresentarsi con la formola $\text{BoFl}^3 + \text{HFl}$, cioè come il risultato della unione di un equivalente di gas fluoruro di boro con un altro di acido idrofluorico.

CARATTERI. — È un liquido acidissimo, il quale non ispiega azione alcuna sul vetro. Allorchè si cerca di evaporarlo dalla soluzione in cui è stato ottenuto, si decompone risolvendosi in acido borico ed idrofluorico. Infatti: $\text{BoFl}^4, \text{H} + 3\text{HO} = \text{BoO}^3 + 4\text{HFl}$.

In contatto di un ossido metallico forma un idrofluoborato ed acqua. Così: $\text{BoFl}^4, \text{H} + \text{MO} = \text{BoFl}^4, \text{M} + \text{HO}$.

PREPARAZIONE. — Si ha con lo stesso metodo col quale si ottiene l'acido fluoborico, badando però di non saturare completamente l'acqua, e di raffreddare il liquido. La reazione offre un prodotto complementario, il quale è l'acido borico.

(Le considerazioni sull'acido silicico sono a pag. 47 e seg.)

ACIDO METASILICICO $\text{SiO}^3\text{H}^3\text{O}^2$

ESISTENZA. — È un prodotto artificiale.

CARATTERI. — Solido, gelatinoso, opaco, inodore e solubile in 770 parti d'acqua (*Fuchs*). È insolubile o pochissimo solubile negli acidi alla temperatura ordinaria. Fatto bollire nell'acido idroclorico o nitrico, diviene trasparente e pare disciogliersi: la soluzione abbandona una parte di silice col riposo.

ESTRAZIONE. — Si ottiene precipitando con un acido un silicato alcalino, e disseccando l'idrato nel vuoto o nell'aria secca. Si può

anche ottenere decomponendo con acqua il fluoruro di silicio, e disseccando nel vuoto il prodotto.

ACIDO PIROSILICICO $\text{Si}^2\text{O}^5, \text{H}^2$

ESISTENZA. — Non esiste libero in natura.

È stato la prima volta ottenuto da *Doveri*.

Disseccando il precedente composto ad una temperatura di 100° a 120° , esso perde una metà dell'acqua e si cangia in acido piro-silicico. I sali sono poco studiati.

ACIDO SILICICO ORDINARIO $\text{Si}^2\text{O}^3, \text{H}^2\text{O}^2$

ESISTENZA. — La specie idrica di questo composto della formula sopra espressa non è ancora isolata. Si conosce invece un altro composto ottenuto da *Ebelmen*, che può rappresentarsi con la formula $\text{Si}^2\text{O}^3, \text{H}^2$.

CARATTERI. — È in masse dure e trasparenti come il cristallo di rocca, con densità eguale ad 1,77.

PREPARAZIONE. — Questo composto si ottiene abbandonando all'azione dell'aria umida l'etere silicico.

In natura s'incontrano diverse altre specie idriche di questo genere, come l'*opale*, l'*idrofane* ec. Quest' ultima soltanto è stata ottenuta artificialmente, e la sua scoperta è dovuta allo stesso *Ebelmen*, il quale l'ha preparata ponendo all'aria umida l'etere silicico, mescolato ad una piccola quantità di cloruro di silicio.

L'idrofane naturale è opaca all'aria, diviene trasparente quando s'immerge nell'acqua e riacquista la sua opacità quando ritorna al contatto dell'aria.

L'acido parasilicico $\text{Si}^6\text{O}^{20}, \text{H}^2$ non si è isolato.

L'*anidride silicica*, detta ancora *silice*, *quarzo*, *cristallo di monte* è uno dei corpi i più abbondanti della natura. Fa parte delle rocce primitive, delle argille, dei terreni di diversa formazione, della ganga di un gran numero di minerali e di quasi tutte le pietre preziose.

Trovasi in soluzione in certe acque minerali e nelle ceneri della maggior parte dei vegetali.

CARATTERI. — È una sostanza bianca, insipida, inodore, polverosa ed aspra al tatto. In natura s'incontra cristallizzata, ed i cristalli sono dei prismi esagoni, terminati da due piramidi a sei facce, ora trasparenti, ora opachi; talvolta bianchi, e tal'altra diversamente colorati. Esposta all'azione di una elevatissima temperatura non si fonde: la sola fiamma del cannello a gas ossidrogeno la rammollisce e la converte in un vetro trasparente, capace di

essere tirato in fili sottilissimi. A questa temperatura può anche volatilizzarsi in piccola quantità (*Gaudin*).

Una volta arroventata è perfettamente insolubile nell'acqua e negli acidi, il solo acido idrofluorico l'attacca e la cangia in acqua e fluoruro di silicio. Gli alcali ed i carbonati alcalini coll'ebollizione la trasformano nella modificazione solubile, cioè in acido metasilicico. Non è decomposta dall'idrogeno, dal carbone, dal fosforo, dal cloro e dai metalli. Però sotto ponendola all'azione simultanea del carbone e del cloro si decompone formando ossido di carbonio e cloruro di silicio.

Il ferro ancora, in presenza del carbone riduce la silice, dando siliciuro di ferro ed ossido di carbonio: pochi altri metalli operano come il ferro. Arroventata fortemente in una corrente di vapore di percloruro di fosforo, si decompone, producendo cloruro di silicio.

Fatta combinare con gli alcali, il silicato che ne risulta, precipita cogli acidi la silice idrata di aspetto gelatinoso.

PREPARAZIONE.—Si ottiene arroventando in un crogiuolo di platino la silice ottenuta per precipitazione.

ACIDO IDROFLUOSILICICO $\text{Si}^2\text{F}^6, \text{H}^2$

Questo composto può riguardarsi come formato da due equivalenti di fluoruro di silicio con tre di acido idrofluorico, e quindi può rappresentarsi con l'altra formola $2\text{SiF}^2 + 3\text{HF}^1$.

CARATTERI.—È un liquido incristallizzabile, di sapore fortemente acido, che con la concentrazione si decompone, producendo acido idrofluorico che si svolge, e depositando silice. Questa reazione si valuta per riconoscere la presenza dell'acido silicico in una materia inorganica. Precipita i sali di barite, dando un precipitato pochissimo solubile nell'acqua, mentre non precipita i sali di strontiana. Questa reazione serve a distinguere i sali dell'una base da quelli dell'altra.

Nei sali di potassa produce un precipitato gelatinoso, appena solubile nell'acqua, d'idrofluosilicato di potassa. È per questo carattere che in Chimica si giunge a distinguere i sali di potassa, o a decomporre un sale di questa base, da cui se ne voglia isolare l'acido. L'idrogeno di quest'acido può essere sostituito da un metallo, e si hanno allora dei sali conosciuti col nome di *fluosilicati*.

PREPARAZIONE.—Si ottiene facendo arrivare il gas fluoruro di silicio nell'acqua. Si forma silice che precipita ed acido idrofluosilicico. In effetti: $3\text{SiF}^2 + 3\text{H}^2\text{O} = \text{SiO}^2 + \text{Si}^2\text{F}^6, \text{H}^2$.

S'egli è vero ciò che si dice sul fluoro, questa pagina dee cangiarsi?

ACIDO FERRICO $\text{FeO}^4, \text{H}^?$

Fremy fu il primo che fissò l'attenzione dei chimici sopra un composto acido che il ferro produce allorchè si riscalda al rosso unitamente al nitro. In questa condizione però l'acido che si produce resta in combinazione con la potassa: dalla quale combinazione non si è potuto fin oggi isolare nè la specie idrica, nè l'anidride ferrica, poichè sotto l'azione di un acido qualunque, si dissolve in ossigeno che si svolge a sesquiossido di ferro che precipita, mentre la potassa si combina con l'acido impiegato. Infatti: $2(\text{FeO}^4, \text{Ka}) = \text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{O}^3 + \text{Ka}^2\text{O}^2$.

ACIDO FERROSO $\text{Fe}^2\text{O}^4, \text{H}$

Sesquiossido di ferro idrato—idrato di sesquiossido di ferro.

ESISTENZA. — Il composto della formola indicata s'incontra solo in natura e non si è ancora prodotto artificialmente. La specie idrica precipitata cogli alcali dalle soluzioni dei sali di sesquiossido di ferro, ha per formola $\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{H}^2$ se la precipitazione si fa alla temperatura ordinaria, ovvero $\text{Fe}^4\text{O}^9, \text{H}^3$, se si opera a caldo. Quest'ultimo prodotto è di color giallo rossastro e molto voluminoso. Col riscaldamento perde acqua e rimane l'anidride ferrosa Fe^2O^3 .

ESTRAZIONE. — Oltre alla precipitazione dei sali ferrici con gli alcali, si può ancora ottenere ponendo la limatura di ferro all'aria umida finchè non diventi gialla e frangibile. Questo corpo preparavasi in Farmacia col nome di *zafferano di Marte aperiente*.

L'anidride ferrosa Fe^2O^3 , perossido di ferro, sesquiossido di ferro, rosso d'Inghilterra, rosso degli argentieri, *zafferano di Marte astringente*, *colcotar*, è un prodotto artificiale. S' incontra ancora in natura, ed i Mineralogisti lo distinguono coi nomi di *ferro oligisto*, di *ferro specolare*, *pietra di fulmine*.

CARATTERI. — Il sesquiossido nativo ora è amorfo, ed ora cristallizzato; le forme che affetta sono il prisma esagonale ed il romboedro, come nel ferro oligisto; la varietà detta *ferro specolare* è cristallizzata in tavole larghissime. Il sesquiossido artificialmente preparato è in polvere di color rosso scuro; colore che passa al bruno con la calcinazione, e ritorna come prima col raffreddamento. L'ossido ottenuto con la calcinazione del solfato di protossido col salmarino, è cristallizzato in belle pagliuole splendenti, violette o brune, simili ai cristalli d'ossido di ferro che si trova nei crateri vulcanici.

Al rosso bianco abbandona ossigeno e passa ad ossido magne-

tico: a qualunque temperatura non può ridursi allo stato elementare. Il gas idrogeno, il carbone, l'ossido di carbonio, cc. a temperatura non molto elevata, lo riducono in ferro puro, il quale in effetti non si può altrimenti ottenere che riducendo coll' idrogeno il composto in disamina. Una volta calcinato al rosso non si discioglie che difficilmente negli acidi, e diviene eccessivamente duro.

Si distingue perchè riscaldato in una corrente di gas idrogeno, forma acqua, disossidandosi completamente, ed il metallo ottenuto sotto forma di polvere impalpabile, ha la proprietà caratteristica di accendersi spontaneamente in contatto dell'aria, onde fu detto ferro piroforico.

Questo composto può funzionare come acido in presenza delle basi energiche, e come base in contatto degli acidi forti.

PREPARAZIONE. — Il colcotar delle farmacie si ottiene sottoponendo alla calcinazione il solfato di protossido di ferro. Qualora intanto lo si volesse chimicamente puro, bisogna decomporre col calore il nitrato di protossido di ferro.

USI. — Il colcotar è adoperato in pittura come materia colorante, nelle arti per pulire gli specchi e molti metalli, e ancora in Medicina tien facoltà tonica.

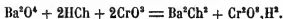
ACIDO OSSICROMICO $\text{Cr}^2\text{O}^3, \text{H}^2$?

Acido perchromico.

ESISTENZA. — Quest'acido non si è ancora isolato, ma si può semplicemente ottenere in soluzione eterea, ed azzurra. La sua scoperta è dovuta a *Barreswill*.

CARATTERI. — Liquido di colore azzurro, incristallizzabile, solubile nell'etere, il quale scolora la soluzione acquosa prendendone il suo colorito. La soluzione eterea con la evaporazione svolge ossigeno e dà acido cromatico. È un composto poco stabile, in guisa che si decompone anche spontaneamente in acido cromatico ed ossigeno. Pare che non si combini con le basi energiche.

PREPARAZIONE. — Si prepara sia trattando l'acido cromatico con l'acqua ossigenata, sia sciogliendo il biossido di bario in una mescolanza d'acido idroclorico ed acido cromatico. Infatti:



L'anidride ossicromica non si è ancora isolata.

ACIDO CROMICO $\text{CrO}^4, \text{H}^?$

Si conosce un composto della specie idrica cromica, il quale può cristallizzare in ottaedri oblungi. La sua composizione però non bene determinata, non ci autorizza ad esprimerla con la formula sopra indicata.

L'anidride cromica CrO^3 è nera quando la si riscalda, e rosso-fosco dopo il raffreddamento; inodore, e d'un sapore stitico e disagreevole. Tinge la cute in giallo, e la macchia che produce non può esser distrutta che dagli alcali. Col calore si decompone in sesquiossido di cromo verde ed ossigeno, e la decomposizione è accompagnata soventi volte da fenomeni luminosi. È deliquescente all'aria e solubile nell'acqua, con la quale produce un liquido di color rosso carico. Si scioglie ancora nell'alcool allungato; l'alcool anidro in contatto dell'acido cromico s'infiamma. Le sue soluzioni sono decomposte dal calore e dalla luce. L'acido solforico sotto l'influenza del calore lo trasforma in solfato di sesquiossido di cromo ed in ossigeno che si svolge.

L'acido solforoso lo cangia nello stesso composto sopraindicato, senza svolgere però gas ossigeno. L'idrogeno solforato decomponendolo, produce acqua, sesquiossido di cromo, ed un deposito di zolfo. L'acido idroclorico al calore dell'ebollizione lo cangia in sesquicloruro di cromo sviluppando cloro.

Produce con le basi dei sali coloranti in giallo, ovvero in giallo arancio, i quali trattati con l'acido solforoso, oppure con l'acido solforico ed un poco di alcool, dàn luogo alla reazione sopraindicata, producendosi un composto verde.

PREPARAZIONE. — Si ottiene decomponendo il bicromato di potassa con l'acido idrofluosilicico, o con l'acido solforico. Si può anche preparare trattando con acido idroclorico concentrato il cromato d'argento.

Usi. — Serve in Chimica come materia ossidante.

ACIDO CROMOSO $\text{Cr}^3\text{O}^4, \text{H}^3?$

ESISTENZA. — Il composto di questa formola non è stato ancora ottenuto. Si conoscono invece molti altri composti idrici di questo genere che sono i seguenti.

$\text{Cr}^2\text{O}^4, \text{H}^5$. È di color verde, il quale col disseccamento si annerisce e s'indurisce. Riscaldato a 75° incomincia a decomorsi abbandonando acqua.

Si ottiene trattando una soluzione bollente di potassa caustica, con la soluzione di un sale di cromo, o pure riscaldando una soluzione di cromito di potassa.

$\text{Cr}^2\text{O}^3, \text{H}^6$. È una sostanza di aspetto gelatinoso, che possiede tutti i caratteri della specie precedente.

Si prepara esponendo all'azione dell'acido carbonico dell'aria una soluzione di cromito di potassa.

$\text{Cr}^2\text{O}^{10}, \text{H}^1$. Si presenta sotto forma di polvere bigio-verdastra. A 75° incomincia a decomorsi sviluppando acqua.

Si prepara versando una soluzione di allume di cromo nell'ammoniaca riscaldata a 55° .

$\text{Cr}^2\text{O}^{12}, \text{H}^9$. Si offre a modo di polvere violacea, la quale riscaldata a 75° incomincia a perdere acqua, ed alla temperatura di 120° la perde totalmente, passando gradatamente per i composti sopra indicati.

Si ottiene come il composto precedente, operando però alla temperatura ordinaria.

L'anidride cromosa Cr^2O^3 presenta caratteri differenti a seconda del processo impiegato per la sua preparazione. Si può avere cristallizzata in ottadri regolari, nera e dotata di splendore metallico; e può aversi cristallizzata in larghe lamine di color verde o bruno secondo la temperatura a cui si è ottenuta. In generale questo corpo ha un color verde, è insolubile nell'acqua e negli alcali, ma si scioglie negli acidi tutte le volte che non è stato calcinato.

Riscaldato al rosso nascente si modifica in guisa che gli acidi non vi spiegano più azione alcuna, ed offre un fenomeno d'incandescenza rimarchevole. È infusibile a qualunque temperatura; al rosso-vivo abbandona porzione del suo ossigeno; al rosso-scuro assorbe questo gas e passa in biossido di cromo, ovvero in cromato di sesquiossido di cromo. Così: $3\text{CrO}^2 = \text{Cr}^2\text{O}^3 + \text{CrO}^3$.

L'idrogeno non lo riduce, ed il carbone soltanto può decomporlo ad elevatissima temperatura, riducendo il cromo allo stato elementare. I vapori di solfuro di carbonio lo trasformano in solfuro di cromo.

Combinandosi colle basi forma dei composti poco stabili detti cromiti. Gli alcali in presenza dell'aria formano con esso cromati.

Il vetro ed il borace fuso, lo disciolgono colorandosi in verde smeraldo.

PREPARAZIONE. — Si può ottenere in diversi modi; decomponendo col calore il cromato di mercurio; trattando con acqua il prodotto della calcinazione d'una mescolanza di parti uguali di cromato di potassa e cloruro ammonico; decomponendo il vapore di acido clorocromico a traverso di un tubo appena rovente; facendo attraversare il gas cloro per un tubo di porcellana arroventato contenente cromato di potassa; riscaldando parti uguali di bicromato di potassa e zolfo in mescolanza; e finalmente calcinando l'idrato di sesquiossido di cromo.

ACIDO OSSIMANGANICO $Mn^{2}O^3, H^2?$

Acido permanganico.

ESISTENZA. — Si conosce soltanto in soluzione acquosa, poichè studiandosi di ottenerlo allo stato solido si decompone.

CARATTERI. — La soluzione acquosa di questo acido è di color rosso intenso. È instabilissimo, tanto che all'ordinaria temperatura si risolve in idrato di biossido di manganese ed in ossigeno; a 36° , o 40° , questa decomposizione si avvera rapidamente. Le materie organiche lo decompongono del pari; il cloro, l'ossigeno, non vi spiegano azione di sorta; l'idrogeno, i carburi d'idrogeno e gli acidi poco ossigenati, lo decompongono veementemente; la ammoniaca e l'acido permanganico posti a contatto si decompongono scambievolmente, ed i prodotti della loro decomposizione sono acqua, azoto e sesquiossido di manganese. E per fermo:



Combinato con le basi alcaline forma sali isomorfi con gli ossiclorati solubili nell'acqua. Le soluzioni sono di color rosso vino, e si decompongono precipitando idrato di perossido di manganese.

PREPARAZIONE. — Si ottiene decomponendo l'ossimanganato di barite con l'acido solforico, o fosforico.

ACIDO MANGANICO $MnO^4, H?$

ESISTENZA. — Non è stato ancora isolato.

L'*anidride manganica* esiste in combinazione nei manganati, e quando ci cerca d'isolarla, trattando questi con gli acidi concentrati si decompone in acido ossimanganico, più stabile del manganico, ed in protossido di manganese che si combina con l'acido impiegato. Di fatti: $5MnO^3 = 2Mn^{2}O^7 + MnO$.

Disciogliendo i manganati neutri nell'acqua, l'acido manganico passa pure in acido ossimanganico e perossido di manganese; in guisa che i manganati neutri non esistono che allo stato solido od in soluzione concentrata. Tale decomposizione si avvera tutte le volte che il manganato trovi una quantità di ossigeno libero per l'aria disciolta. Così:



Se la quantità dell'ossigeno non sia bastevole ad ossidare tutto l'acido manganico, questo si risolve in acido ossimanganico e perossido di manganese. In effetti: $3MnO^3 = Mn^{2}O^7 + MnO^2$.

ACIDI STANNICI

Esistono due differenti modificazioni di acido stannico, diverse tra loro per la quantità d'idrogeno basico che contengono. *Fremy* li distingue coi nomi di *acido metastannico*, ed *acido stannico*.

ACIDO METASTANNICO SnO^4, H^2

La composizione più semplice dell'acido metastannico parrebbe doversi esprimere con la formola sopraindicata, ma siccome combinandosi con le basi ritiene una certa quantità d'acqua che non abbandona senza decomorsi, è mestieri quintuplicarla ed esprimerla invece con $\text{Sn}^5\text{O}^{20}, \text{H}^{10}$. I metastannati infatti hanno per formola $\text{Sn}^5\text{O}^{15}, \text{H}^4\text{MO}^5$.

CARATTERI. — È bianco, cristallino, insolubile nell'acqua e negli acidi nitrico e solforico allungati: l'acido solforico monoidrico lo discioglie in buona parte. È insolubile ancora nell'ammoniaca ma riscaldato con la potassa o con la soda si discioglie, e gli acidi separano da queste soluzioni un precipitato gelatinoso, solubile nell'ammoniaca. Riscaldato a 100° perde cinque equivalenti di acqua, ed allora la sua composizione va espressa con la formola $\text{Sn}^5\text{O}^{15}, \text{H}^5$, la quale in rapporto più semplice si esprime con $5\text{SnO}^3, \text{H}^3$ a temperatura più elevata abbandona tutta l'acqua e passa in *anidride*.

PREPARAZIONE. — Si prepara ossidando lo stagno con l'acido nitrico in eccesso.

ACIDO STANNICO SnO^3, H

CARATTERI. — È bianco, gelatinoso, insolubile nell'acqua, solubile negli acidi nitrico e solforico allungati. Ad un moderato calore perde acqua e passa in acido metastannico. Al calor rosso si disidra totalmente, si fa giallo, ed acquista una rimarchevole durezza ed insolubilità nell'acido nitrico. Combinandosi colle basi forma sali cristallizzati contenenti acqua, la quale può essere eliminata senza che il sale si decomponga.

ACIDI TITANICI

Si conoscono due di questi acidi, differenti tra loro per i caratteri, per la solubilità negli acidi, e per la composizione, che vanno distinti coi nomi d'acido metatitanico, ed acido titanico.

ACIDO METATITANICO Ti^3O^3, H^2

ESISTENZA. — Si prepara artificialmente.

CARATTERI. — È solido, ed insolubile negli acidi. Calcinato abbandona l'acqua senza divenire incandescente. Riscaldato sino all'arroventamento passa in anidride titanica.

PREPARAZIONE. — Si prepara riscaldato a 140° l'acido titanico.

ACIDO TITANICO TiO^1, H^3

ESISTENZA. — Si ottiene artificialmente.

CARATTERI. — È una sostanza gelatinosa, la quale all'aspetto somiglia all'allumina idrata. Si scioglie negli acidi e specialmente nel solforico o nel bisolfato di potassa e la soluzione si decompone al semplice riscaldamento. Anche a 140° fuori il contatto dell'aria perde 3 equivalenti d'acqua e passa allo stato d'acido metatitanico idrato della formola Ti^3O^3, H^2 . Se il riscaldamento si effettuisce all'aria, dapprima abbandona l'acqua e poscia diviene incandescente. Una volta riscaldato perde la sua solubilità negli acidi; solamente l'acido solforico concentrato e bollente può discioglierlo dopo che l'acido abbia subito l'azione del calore.

ESTRAZIONE. — Si prepara decomponendo coll'acqua il bicloruro di titanio.

L'*anidride titanica* Ti^2O^4 occorre cristallizzata in natura in tre forme incompatibili, nel *rutile*, nell'*anatasio* e nella *brocchite*. È bianca insolubile nell'acqua e d'una densità di 3,791. È infusibile, fissa ed indecomponibile col calore. Col riscaldamento acquista una tinta gialla che perde col raffreddamento. Arrossa la tintura di tornasole; è ridotta in protossido dal potassio, ed allo stato elementare dal carbone.

PREPARAZIONE. — Si prepara calcinando il titanato d'ammoniaca; quale calcinazione è accompagnata da una viva scintillazione.

Essendovi però il *rutile* e le sabbie *titanifere*, due minerali da cui può ricavarli il titanio acidificato, si polverizzano questi, si mischiano col doppio peso di carbonato di potassa e si calcinano fortemente. Raffreddata poi la massa e ridotta in polvere fina, la si tratta con acido idrofluorico in eccesso, il quale dà una poltiglia che riscaldata all'ebollizione si solve, si filtra e col raffreddamento dà il fluo-titanato di potassa puro. Questi cristalli lavati e decomposti con un eccesso d'ammoniaca caustica danno il titanato di ammoniaca, il quale calcinato produce l'acido titanico Ti^2O^4, H^2O^2 .

ACIDO MOLIDDICO $\text{MoO}^4\text{H}?$

ESISTENZA. — Il composto della composizione sopra formolata non pare si fosse isolato.

L'anidride moliddica MoO^3 è bianco, bigiastra e può ottenersi cristallizzata in aghi bianchi e setacei. È solubile nell'acqua più a caldo che a freddo, e la sua soluzione spiega una debole azione acida sulla tintura di laccamuffa. Col calore si fonde e si rapprende dopo il raffreddamento in una massa cristallina. Riscaldata in vasi aperti si volatilizza, ed i suoi vapori si condensano in iscaglie bianche e cristalline. La sua densità è di 3,5. Il ferro, lo zinco, l'idrogeno solforato, il solfato di protossido di ferro, il protocloruro di stagno, ed in generale i metalli, gli acidi ed i sali che assorbono facilmente l'ossigeno, lo trasformano in ossido azzurro intermedio.

PREPARAZIONE. — Si prepara decomponendo la soluzione di moliddato d'ammoniaca con un acido.

ACIDI TUNSTICI

Si conoscono diversi acidi di questa serie, i quali secondo le osservazioni di *Laurent* avrebbero la composizione seguente:

$\text{Wo O}^4, \text{H}$	acido tunstico
$\text{Wo O}^3,$	anidride tunstica
$\text{Wo}^3\text{O}^7, \text{H}$	acido isotunstico
$\text{Wo}^2\text{O}^6,$	anidride isotunstica
$\text{Wo}^3\text{O}^{10}, \text{H}?$	acido metatunstico
$\text{Wo}^3\text{O}^9, ?$	anidride metatunstica
$\text{Wo}^4\text{O}^{14}, \text{H}^2$	acido paratunstico
$\text{Wo}^4\text{O}^{12},$	anidride paratunstica
$\text{Wo}^5\text{O}^{16}, \text{H}?$	acido omotunstico
$\text{Wo}^5\text{O}^{15}, ?$	anidride omotunstica
$\text{Wo}^6\text{O}^{21}, \text{H}^3$	acido politunstico
Wo^6O^{18}	anidride politunstica.

Tutti questi acidi differiscono per le proprietà e per la capacità di saturazione. Combinandosi con l'ammoniaca formano dei sali diversi per composizione e caratteri, i quali calcinati si decompongono, restando per residuo WoO^3 , che offre proprietà particolari a norma del sale da cui deriva, e trattato coll'ammoniaca vi si

discioglie, rigenerando il sale che l'ha prodotto con la calcinazione.

L'*anidride tungstica* $W\text{O}_3$ è la migliore conosciuta. Essa è solida, di color giallo cedrino, insipida, senza odore e senza azione sulla tintura di tornasole. È infusibile, e l'azione del calore si limita soltanto a darle una tinta verdastra. Non si scioglie nell'acqua ed ha una densità di 6,42. L'idrogeno ed il carbone la riducono allo stato elementare, sotto l'influenza del calore è parzialmente ridotta dall'idrogeno e passa ad ossido azzurro intermedio. Viene attaccata dall'acido idrofluorico, dalla potassa, dalla soda e dall'ammoniaca, tutte le volte però che non è stata prima calcinata.

Fuso quest'ossido col borace dà un vetro giallo e rossastro, secondo la quantità d'acido impiegato.

PREPARAZIONE. — Si prepara decomponendo col calore il tungstato di ammoniaca. Si può ancora ottenere riscaldando all'aria il protossido di tungsteno, ovvero arrostando il solfuro preparato per via umida. Finalmente si può pure preparare riscaldando all'aria o con l'acido nitrico, l'ossido azzurro di tungsteno.

Il migliore dei metodi è quello consigliato da *Bucholtz*, il quale consiste nel calcinare col doppio peso di potassa la polvere sottile di *Wolfram*; il prodotto della fusione raffreddato e polverato si digiaccia con acqua alcoolizzata, nella quale si precipita con soluzione concentrata di cloruro di calce il tungstato calcare insolubile. Questo, raccolto, lavato e decomposto con acido idroclorico, fornisce l'acido tungstico bruto, dal quale, con salificarlo per l'ammoniaca o le altre basi alcaline, e poi decomponendo i sali rispettivi, si passa ad ottenere una delle modificazioni dell'acido.

ACIDO VANADICO $\text{VaO}_4, \text{H}^?$

ESISTENZA. — La specie idrica non è conosciuta.

L'*anidride vanadica* VaO_3 è di color giallo di ruggine, senza sapore, senza odore, e capace di arrossare fortemente la tintura di tornasole. È poco solubile nell'acqua, la quale si colora in giallo. Riscaldata al rosso si fonde ed al momento della sua solidificazione diviene incandescente. L'acido ossalico, l'acido tartrico, l'alcool, lo zucchero, ec.: la riducono allo stato d'ossido a bassa temperatura.

Fusa col borace alla fiamma interna dà una massa colorata in verde, la quale alla fiamma esterna diventa gialla.

PREPARAZIONE. — Si ottiene calcinando il vanadato d'ammoniaca in un crogiuolo di platino aperto.

ACIDO VANADOSO $\text{VaO}^3, \text{H}?$

Biossido di vanadio idrato.

ESISTENZA. — È un prodotto dell' arte, ma la sua composizione non è bene determinata.

CARATTERI. — È bianco, e col disseccamento si fa bruno. Esposto all'aria acquista un colore verdastro e si trasforma in ossido intermedio. Si scioglie negli acidi, coi quali produce dei sali di colore azzurro. Si combina ancora alle basi formando dei sali poco studiati e detti *vanaditi*: in breve, questo composto è meglio considerarlo siccome un ossido indifferente.

PREPARAZIONE. — Si prepara precipitando un sale di vanadio con la potassa.

L'*anidride vanadosa* VaO^2 è nera, ed insolubile nell'acqua, la quale, dopo lungo tempo di contatto con questa acquista un color verde. Si scioglie negli acidi e si combina con le basi.

PREPARAZIONE. — Si prepara arroventando in una corrente di gas inerte un mescolglio di protossido di vanadio, e di acido vanadico.

ACIDO BISMUTICO $\text{BiO}^6, \text{H}?$

ESISTENZA. — Si prepara nei laboratori.

CARATTERI. — Si presenta allo stato di polvere rosso-chiara, solubile negli alcali, formando dei composti salini colorati in rosso di sangue. Sotto l'azione dell'acido solforico concentrato si decompone: sviluppa ossigeno e resta del solfato di bismuto. A 130° abbandona l'acqua e passa in *anidride bismutica* BiO^3 .

PREPARAZIONE. — Si ottiene sottoponendo all'azione del cloro l'ossido di bismuto in sospensione nella potassa.

L'*anidride bismutica*, riscaldata ad una temperatura poco più elevata di quella necessaria per la disidratazione della specie idrica, si decompone, abbandona ossigeno e passa nel composto intermedio BiO^4 , considerato da taluni come ossido salino; ovvero come bismutato di protossido di bismuto, a cui conviene la formola $\text{BiO}^3, \text{BiO}^5 = 2\text{BiO}^4$.

PREPARAZIONE. — Si ottiene riscaldando a 130° l'acido bismutico.

ACIDO OSMICO $\text{OsO}^3, \text{H}?$

ESISTENZA. — Non è stato ancora isolato l'acido della formola sopra indicata.

Si conosce invece l'*anidride osmica* OsO^4 , la quale possiede i seguenti caratteri.

Solida, incolore, capace di cristallizzare in lunghi prismi regolari, brillanti e flessibili. Possiede un odore penetrantissimo ed

oltremodo disgustevole, che rassomiglia a quello del cloruro di zolfo, ed ha un sapore acre e bruciante. Si scioglie facilmente nell'acqua, come ancora nell'alcool e nell'etere; la soluzione acquosa all'aria lascia sviluppare acido osmico, quella alcalina o eterea, la riducono dopo poco tempo. Ad un calore prossimo a 110° si fonde, e con l'aumento della temperatura bolle e si volatilizza. Sotto l'influenza del calore, l'idrogeno la riduce allo stato metallico; sui carboni accesi si riduce del pari esplodendo; lo zinco, il ferro, lo stagno ed il rame producono osmio allo stato elementare. È un acido debolissimo tanto da non arrossare la tintura di tornasole e non decompone i carbonati. È solubile negli alcali, dando dei sali che acquistano un colore bruno con un eccesso di base.

In contatto della pelle spiega una rapida azione deleteria e la colora in nero.

PREPARAZIONE. — Si prepara riscaldando l'osmio all'aria libera o nel gas ossigeno; ovvero ossidando lo stesso osmio con l'acido nitrico, e condensando il vapore in apposito apparecchio. L'operatore deve ben garantirsi con maschera di vetro, perchè questo composto è acre, deleterio e capace di produrre dolori, irritazione alla vista, e mille altri guasti.

Son molti anni che *Fritzsche* e *Struve* annunziarono l'esistenza di un composto singolare che denominarono *acido osman-osmico* = $\text{Os}^2\text{NO}^3, \text{HO}$? ottenuto dall'azione dell'ammoniaca in eccesso sulle soluzioni di un osmiato alcalino basico. Questo acido forma sali con le basi, i quali sono più o meno solubili, e si decompongono con esplosione. L'acido s'isola decomponendo il sale di barite con l'acido solforico, il quale dà un soluto giallastro che non si può concentrare senza decomporsi. Intanto il lavoro non è stato da altri ripreso: e poichè la genesi del corpo non giustifica la composizione assegnatale, così i chimici non lo hanno ammesso.

ACIDO OSMIOSO OsO^4, H ?

ESISTENZA. — Non è conosciuto allo stato libero.

L'*anidride osmiosa* non si è neanche isolata, e non si conosce che allo stato di combinazione salina negli *osmiti*.

ACIDO AURICO $\text{AuO}^3, 10\text{HO}$

Triossido d'oro—sesquiossido d'oro—ossido aurico.

ESISTENZA. — Non incontrasi bello e formato, ma si prepara artificialmente.

CARATTERI. — Solido, giallo-rossastro, insolubile nell'acqua, e solubile nell'acido nitrico concentrato, e nell'acido solforico ed acetico in piccola quantità: l'acqua e l'evaporazione nel vuoto lo

precipitano da tali soluzioni. Si scioglie ancora nell'acido idrodico e nell'acido idroclorico, i quali lo convertono in triclورو o triioduro d'oro. Ad una temperatura poco elevata abbandona l'acqua e si riduce in *anidride aurica* AuO^3 ; ed a 250° passa allo stato metallico. La luce, l'idrogeno, il carbone, l'ossido di carbonio, gli acidi organici e l'alcool bollente, lo riducono eziandio in metallo. Nelle soluzioni alcaline si discioglie facilmente, anche a freddo, producendo degli aurati alcalini, capaci di cristallizzare con la evaporazione. Trattato coll'ammoniaca l'acido aurico forma un composto fulminante di colore olivastro, della formola $AuO^3, 2NH^3$: mentre quello che si ottiene decomponendo un eccesso di ammoniaca, il triclورو, avrebbe per formola AuO^3, N^3H^6HO , (*Figuiet*).

PREPARAZIONE. — Si prepara precipitando con acido solforico una soluzione di perclورو d'oro e di potassa in eccesso, decolorata con l'ebollizione. Durante siffatta ebollizione si precipita ancora dell'acido aurico, colorato in bruno fosco, il quale avrebbe per formola secondo *Figuiet* $AuO^{11}H^8$. Si può ancora ottenere, decomponendo con acido nitrico allungato gli aurati di magnesia e di zinco. Se s'impiega acido nitrico concentrato si ottiene l'*anidride aurica* AuO^3 , la quale è di color nero o bruno carico.

ACIDO PLATINOSO PtO^3, H^2

Biossido di platino.

CARATTERI. — Solido, di color bruno-giallastro, che rassomiglia al perossido di ferro idrato. Riscaldato a moderato calore abbandona l'acqua e passa in *anidride platinosa*. Si scioglie negli alcali formando i *platiniti*, da altri detti *platinati*, i quali possono cristallizzare con altra evaporazione.

PREPARAZIONE. — Si prepara scomponendo con acido acetico il platinito di potassa.

L'*anidride platinosa* PtO^3 , oppure Pt^2O^4 è nera: ad un moderato calore si decompone sviluppando ossigeno e restando un deposito di platino metallico. I corpi combustibili la riducono facilmente. È solubile negli acidi, coi quali produce dei sali colorati in bruno o in rosso. Si combina con gli alcali, con le terre e con gli ossidi metallici.

PREPARAZIONE. — Si ottiene riscaldando a moderatissimo calore l'acido platinoso, il quale perda la sola acqua.

ACIDO IRIDICO IrO^4, H^2

ESISTENZA. — Molti chimici ammettono l'esistenza di un tal composto, derivando dalla scomposizione del triclورو d'iridio Ch^3Ir , altri la negano.

COMPOSTI BASICI DELLA FAMIGLIA DELL' IDROGENO

AMMONIACA NH_3

Azoturo d'idrogeno—amiduro d'idrogeno—idramide.

ESISTENZA. — L'ammoniaca non esiste allo stato libero in natura bella e formata, ma è un corpo il quale si origina in moltissime circostanze per la decomposizione lenta o brusca delle materie organiche azotate. Inoltre tutte le volte che l'idrogeno e l'azoto s'incontrano allo stato nascente possono combinarsi tra essi e produrre ammoniaca. Una mescolanza di biossido d'azoto e di gas idrogeno, o di qualunque altro composto ossidato di azoto con questo gas, in contatto della spugna di platino o del sesquiossido di ferro riscaldato in una canna di vetro, dà origine al gas ammoniacco. Finalmente questo corpo, in modo ancora ignoto, si forma in taluni incendi vulcanici.

Il *Napoli* l'ha ottenuta, per sintesi, dall'azione dell'acqua sul miscuglio di carbone e solfuro di potassio riscaldati fortemente (pag. 29 nota). Il vapore acquoso spinto sul carbone rovente contenuto in una canna di porcellana insieme ad una sostanza organica dà cianidrato di ammoniaca, secondo *Scheele*.

CARATTERI. — È un gas incolore, di odore irritante urinoso, di sapore caustico e lisciviale, e di una densità di 0,596. Non è sostegno di combustione e non è combustibile; nondimeno fatto passare per un foro capillare in una campana contenente ossigeno in eccesso è capace di bruciare; la fiamma che produce è gialla. È un gas non permanente: esposto al freddo prodotto dall'evaporazione dell'acido solforoso può liquefarsi, ed allo stato liquido ha una densità di 0,76. Riscaldando moderatamente il cloruro d'argento ammoniacale in un forte tubo ad U, chiuso ai due capi ed immerso per un estremo in un miscuglio refrigerante, il gas ammoniacco che si sviluppa per la propria pressione passa allo stato liquido. Esposto al freddo prodotto dall'evaporazione dell'acido carbonico solido, nel vuoto, può anche solidificarsi, ed allora si presenta, bianco, cristallino, trasparente, più pesante dell'ammoniaca liquida, e di un odore poco rimarchevole, per la debole tensione che ha ad una temperatura tanto bassa quanto quella che si richiede per averlo in questo stato. A — 75 ritorna liquido.

Il gas ammoniacco reagisce come gli alcali sulla carta di tornasole arrossata, e sullo sciroppo di viole. In contatto dei vapori di acido idroclorico spande densi fumi bianchi d'idroclorato d'ammoniaca. Il calore può decomporlo; e perciò fatto passare a traverso un tubo di porcellana incandescente, si risolve in idroge-

no ed azoto. Questa decomposizione si effettuisce più rapidamente e più completamente in presenza di taluni metalli, come ferro, rame, platino, ec. L'elettricità opera la stessa decomposizione. La calce nelle stesse condizioni in cui operano i metalli, ne determina la decomposizione anche ad un calore inferiore al rosso. Il carbone ad altissima temperatura produce col gas ammoniacco cianuro d'ammonio e gas idrogeno. Mescolando gas ammoniacco ed ossigeno, e sottoponendo il miscuglio all'azione della scintilla elettrica, questo si accende, si produce acqua e resta dell'azoto libero. In contatto del gas cloro s'infiama, e dà per prodotto cloruro d'ammonio ed azoto: il bromo agisce analogamente al cloro; e perchè il jodo decomponga il gas ammoniacco è necessaria l'influenza del calore. Fatto passare sul potassio o sul sodio riscaldati ad un leggero calore, un equivalente del suo idrogeno si elimina e viene sostituito da un equivalente del metallo impiegato, formando i composti NH^2K , ed NH^2Na *.

È solubilissimo nell'acqua, la quale può discioglierne 670 volte il proprio volume. Un pezzo di ghiaccio in contatto di questo gas si fonde assorbendolo prontamente. La sua soluzione riscaldata a 60° abbandona tutto il gas; esposta all'aria o nel vuoto perde del pari il gas che tenca disciolto. Questa soluzione va nelle Farmacie sotto il nome, di *ammoniaca liquida*, *alcali fluore*, *spirito volatile di sale ammoniacco*, *spirito di corno di cervo*, ec.

Essa è incolore, trasparente, e di una densità di 0,85 a + 10°. A 40 sotto 0° si congela, dando degli aghi cristallini risplendenti. Oltre a questi caratteri, possiede tutte le reazioni del gas ammoniacco. Discioglie taluni ossidi metallici, e tra questi l'ossido di rame, ed i protossidi di zinco, di ferro, di cobalto e di nichel.

* *Dumas* pensando che quest'idrogeno eliminato avesse una funzione diversa dall'altro che rimane in combinazione, pensò che l'ammoniaca fosse il risultato della unione di un equivalente d'idrogeno con un radicale NH^2 , che chiamò *amide*, *amidogeno*, *ammile*, *ammigeno* che rappresentò col simbolo Ad ; da ciò all'ammoniaca il nome d'*amiduro d'idrogeno*, *idramide*, e la formole AdH .

In questa idea il *Dumas* venne, dall'osservare che distillando l'ossalato d'ammoniaca $\text{C}^2\text{O}^3 + \text{NH}^2\text{HO}$, questo sale perdeva due equivalenti d'acque e si trasformava nel composto C^2O^2 , NH^2 che chiamò *ossamide*: il quale, perchè non dava punto indizio di ammoniaca, e perchè questa non si ricostituiva che sotto l'influenza d'una reazione nella quale l'acqua decomposta entrava a far parte del prodotto, considerò l'*amide* come il radicale dei sali ammoniacali.

L'ammoniaca in altre condizioni può perdere non uno, ma due equivalenti d'idrogeno che formano acqua con l'ossigeno dell'acido con cui trovavasi combinato. ed allora resta un altro radicale NH al quale è stato dato da *Laurent* il nome d'*imide*.

Discioglie completamente il cloruro d'argento. La proprietà di dare dei fumi bianchi in contatto dei vapori di acido idroclorico è anche caratteristica per questo corpo.

PREPARAZIONE. — Si ottiene riscaldando una mescolanza di calce e di cloruro d'ammonio. La soluzione si prepara facendo arrivare il gas nell'apparato di Woolf.

L'ammoniaca per le proprietà e per le reazioni che possiede, per la sua unione cogli acidi, e per l'isomorfismo de' sali ammoniacali coi sali di potassa, si è dovuto riguardare come una vera base analoga alle basi alcaline. Ampère pel primo suppose, con una ingegnosa teoria imaginata per ispiegare la funzione basica dell'ammoniaca, che questa non divenisse base se non col concorso dell'acqua. E poichè tutte le ossibasi sono fatte da un metallo combinato con l'ossigeno, opinò che nell'ammoniaca esistesse un radicale composto metallico (NH^4) unito con l'ossigeno, e che quindi l'acqua in tal caso risolvendosi nei suoi elementi, passasse con l'idrogeno a produrre l'ammonio, e con l'ossigeno ad ossidare questo metallo (vedi parte I^a pag. 94). In riassunto, secondo questa teoria, i sali ammoniacali non conterebbero nè ammoniaca, nè acqua, sibbene gli elementi di questi due corpi sotto altro stato di aggregazione, cioè allo stato d'ossido d'ammonio: e la formola generale di un sale ammoniacale, potrebbe rappresentarsi come appresso:



Sebbene questo radicale composto non si sia ancora isolato, pure trova un appoggio validissimo per la sua esistenza, nel fatto che l'ammoniaca gassosa non entra in combinazione con gli acidi anidri per produrre sali ammoniacali; e nella reazione che ha luogo nella formazione dell'amalgama d'ammonio, nella quale non figura che l'idrogeno dell'acqua, che si unisce agli altri tre equivalenti dell'ammoniaca, mentre l'ossigeno si combina col potassio.

Perchè l'ammonio si produca non è indispensabile la presenza dell'acqua; basta che vi sia un composto che possa somministrare idrogeno. Gli idracidi quindi, trovandosi in questa condizione, producono col gas ammoniacale dei sali che possono riguardarsi come sali di ammonio.

FOSFURI D'IDROGENO.

$Ph\ H^3$	fosfuro gassoso
$Ph\ H^2$	» liquido
Ph^2H	» solido.

I tre composti idrici differenti per la loro composizione quantitativa, indicata, si distinguono per le proprietà e per lo stato.

FOSFURO GASSOSO PhH^3

Idrogeno fosforato—perfosfuro d' idrogeno—fosfammone.

ESISTENZA. — È un prodotto artificiale ottenuto la prima volta da *Gengembre*, poi da *H. Devy*, quindi da *P. Thenard*.

CARATTERI. — Questo gas incolore è di un odore aliaceo fetidissimo, di sapore disgustoso, è di una densità di 1,485. Poco solubile nell' acqua, la quale ne scioglie un ottavo circa del proprio volume, si scioglie bene nell' alcool, nell' etere e nell' essenza di terebentina. Nello stato di purezza, quando cioè non è frammisto a fosfuro liquido, il gas non è capace di accendersi spontaneamente alla temperatura ordinaria: basta però un debole calore per renderlo combustibile, tanto che riscaldato a 100° , in contatto dell' aria o del gas ossigeno si accende.

Meschiato al fosfuro d' idrogeno liquido, col quale va sempre unito quando si prepara nei laboratori, si accende spontaneamente anche alla temperatura ordinaria, ed ogni gallozzola gassosa che esce dalla superficie dell' acqua, brucia producendo delle corone di fumo, che si elevano nell' aria allargandosi successivamente e regolarmente fino a dissiparsi del tutto. I prodotti della combustione sono acqua ed acido fosforico.

L' idrogeno fosforato è decomposto dal cloro con sviluppo di luce e di calore, producendo, a seconda della quantità di cloro, acido idroclorico, cloruro liquido di fosforo, percloruro di fosforo e fosforo libero. In contatto dell' acido idrojodico, vi si unisce formando un composto cristallizzato in cubi, decomponibile dall' acqua, che rappresentasi con PhH^3, HJo ovvero con PhH^4, Jo . Può contrarre combinazioni ancora con molti cloruri metallici, come coi percloruri di stagno, d' antimonio e di titanio: l' acqua decompone i composti che ne risultano. Molte soluzioni metalliche acquose possono assorbire con molta energia, il gas idrogeno fosforato producendo sali di natura non bene conosciuta: tali sono i sali di rame, di argento, di piombo, di stagno, di mercurio, ec.

PREPARAZIONE. — Si prepara decomponendo il fosfuro di calcio con acido idroclorico. Nella reazione di questi due corpi si produce il fosfuro liquido PhH^2 il quale in contatto dell' acido idroclorico si risolve in fosfuro solido, ed in fosfuro gassoso che si sviluppa. Infatti: $5\text{PhH}^2 = \text{Ph}^2\text{H} + 3\text{PhH}^3$.

FOSFURO LIQUIDO PhH^2

ESISTENZA. — È, come il precedente, un composto artificiale, il quale fu la prima volta ottenuto da *P. Thenard*.

CARATTERI. — È un liquido incolore, trasparente come l'acqua e dotato di forte tensione, e potere refrangente. A -20° è ancora liquido, a $+30^{\circ}$ si decompone. Però fuori il contatto dell'aria a $+15^{\circ}$ può distillare senza che si decomponga. Non si scioglie nell'acqua ed è uno dei corpi i più infiammabili che si conoscano. In contatto dell'aria si accende, bruciando con fiamma splendente. La luce solare, gli acidi idroclorico ed idrobromico, il cloruro di fosforo, e molti altri corpi, lo decompongono in fosforo solido, ed in fosforo gassoso. L'alcool, l'essenza di terebintina, certe sostanze polverose, ne operano la stessa decomposizione; e tutti questi corpi pare agissero per la loro presenza. Mescolato a gas combustibili, come all'idrogeno, al cianogeno, all'ossido di carbonio, ec. li rende spontaneamente infiammabili.

PREPARAZIONE. — Si ottiene questo composto decomponendo il fosforo di calcio con l'acqua. Così: $\text{PhCa}^2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{PhH}^2 + 2\text{CaO}$.

FOSFURO SOLIDO Ph^2H

ESISTENZA. — Questo composto si ottiene artificialmente; e fu scoperto da *Leverrier*.

CARATTERI. — Solido di bel color giallo, insipido, e dotato di debole odore fosforico. Esposto alla luce, il suo colorito si cangia in rosso, e non è luminoso nella oscurità. Riscaldato all'aria libera a 140° o 150° non si accende, ma a 160° s'infiamma. Riscaldato fuori il contatto dell'aria può soffrire un calore di 175° senza decomorsi; ma a più elevata temperatura si risolve in idrogeno ed in fosforo. È insolubile nell'acqua e nell'alcool; la luce solare lo decompone in contatto dell'acqua trasformandolo in acido fosforico, ed in idrogeno che si sviluppa. È decomposto dal cloro in acido idroclorico ed in cloruro di fosforo, e dagli alcali in ossido di fosforo, idrogeno libero, idrogeno fosforato gassoso, ed in ipofosfito. Riscaldato col clorato di potassa, coll'ossido di rame, coll'ossido d'argento, ec. detona; in contatto dell'acido nitrico si accende e brucia.

PREPARAZIONE. — Si ottiene con lo stesso metodo con cui si prepara il fosforo gassoso; raccogliendo invece il precipitato che si produce.

IDROGENO ARSENICALE AsH^3

Arseniuro triidrico—idrogeno arseniato—arseniammone.

ESISTENZA. — Si prepara con chimici processi, poichè non esiste in natura. Fu scoperto da *Scheele*.

CARATTERI. — È un gas incolore, di odore disaggradevole, e di una densità di 2,695. A -30° passa allo stato liquido, e si mostra

trasparente e scorrevole: conserva questo stato, anche a -110° . Riscaldato si decompone in idrogeno ed arsenico, ed infiammato all'aria brucia con fiamma biancastra, la cui combustione è accompagnata da formazione di acqua, acido arsenioso e deposito d'arsenico; sopra quest'ultima proprietà poggia il principio dell'apparato di *Marsh*. Mescolato al gas ossigeno, ed accostando al mescolgio un lume acceso, o sottoponendolo alla scintilla elettrica, brucia esplodendo; i prodotti della combustione sono acqua ed arsenico, ovvero acqua ed acido arsenioso, a seconda della minore o maggiore quantità d'ossigeno impiegato. Il cloro decompone questo gas con sviluppo di luce e di calore, e produce acido idroclorico ed un deposito di arsenico metallico, o invece acido idroclorico e tricloruro d'arsenico in ragione della quantità di cloro adoperata. Il bromo ed il jodo lo decompongono del pari, appropriandosi dell'idrogeno. Lo zolfo, il fosforo, lo stagno, il potassio ed il sodio, sotto la influenza calorifica, determinano la decomposizione di questo composto, si appropriano dell'arsenico e sviluppano idrogeno. Molti sali metallici sono ridotti dall'idrogeno arsenicale; tali sono i sali di argento, mercurio, rame, ec.; gli alcali non lo assorbono.

È un gas ritenuto da molti come oltremodo deleterio; tanto che una quantità piccolissima, basta a produrre nausea, vertigini e morte.

La sua fiamma raffreddata con una lamina di porcellana, dà delle macchie metalliche, le quali trattate con acido nitrico si cangiano in acido arsenioso, facile a riconoscersi per i caratteri generici.

PREPARAZIONE. — Si prepara trattando l'arseniuro di zinco con acido solforico idrato, ovvero con acido idroclorico concentrato.

IDROGENO ANTIMONIALE SbH^3 ?

*Antimonammone—antimoniuro triidrico
idrogeno antimoniato.*

ESISTENZA. — Non si è ancora ottenuto allo stato di purezza.

CARATTERI. — È un gas incolore, inodore, insolubile nell'acqua e nelle soluzioni alcaline. Fatto passare per un tubo incandescente si decompone e dà un anello splendente d'antimonio metallico. Acceso in contatto dell'aria, brucia con fiamma giallastra, la quale svolge dei fumi bianchi: la fiamma raccolta sopra una placca di porcellana fredda dà delle macchie splendenti d'antimonio metallico.

Si distingue per quest'ultimo carattere, poichè le macchie trattate come quelle dell'arsenico si cangiano in acido antimo-

nioso, facile a riconoscersi ed a distinguersi da quelle del primo per i caratteri generici.

PREPARAZIONE. — Si prepara versando una soluzione di un sale d'antimonio, in una bottiglia in cui si svolge del gas idrogeno, per la reazione dell'acido solforico sullo zinco.

Osservazioni.

La esistenza delle basi NH^3 , PhH^3 , AsH^3 , SbH^3 e la loro facile produzione, allorquando trovasi con l'idrogeno nascente un composto ossidato di uno dei quattro radicali ha ricevuto in Chimica la più importante applicazione; imperocchè poste in una bottiglia a sviluppo di gas idrogeno (zinco granulato ed acido solforico diluito al decimo) un nitrito, un fosfito, un arseniito, ed un antimonioito, nel primo caso si produce ammoniacca, che si discioglie e salifica nel liquido, e negli altri prende origine un fosforo, arseniuro od antimonio d'idrogeno, che si trova gassoso diluito con un eccesso d'idrogeno. E se questi tre ultimi corpi si fanno attraversare un sottil tubo di vetro rovente, riduconsi; ossia si dissociano più o meno facilmente, con eliminazione di Ph, As, Sb. Or questo fatto è stato preso in seria considerazione dal medico inglese *Marsh* per scovire le più piccole tracce di arsenico e di antimonio: ed il *Napoli* se n'è servito per le ricerche delle piccole tracce di fosforo dai fosfiti.

Procurandosi in generale una sorgente d'idrogeno puro (ossia esente d'idrogeno solforato e di altro gas, o trasporto metallico) e mettendovi a contatto una sostanza che contenga fosforo, arsenico od antimonio, si generano i gas basici, e si possono decomporre facendoli attraversare tubi capillari roventi. I depositi di goccioline cerogenee di fosforo, e quelli metallici di arsenico o di antimonio dichiarano la presenza di quantità imponderabili di questi corpi. Nel caso del fosforo, si può utilizzare, secondo il *Napoli*, la proprietà che ha l'idrogeno fosforato molto diluito nel gas idrogeno, di apparire luminosissimo nel bujo, quando si fa passare in un recipiente caldo ripieno di gas ossigeno puro.

Queste proprietà dovranno sapersi utilizzare, nel caso di un problema di *Chimica legale*, o Tossicologia ed a questo riguardo si hanno delle indicazioni importanti, che bisogna saper consultare ed applicare con senno.

COMBINAZIONE DEGLI ACIDI E DELLE BASI A RADICALI D'IDROGENO

Il più splendido esempio della combinazione salina lo abbiamo dalla unione dell'ammoniaca NH^3 con le diverse categorie di acidi; e nella produzione dei principali composti ammoniacali, avremo agio di comprendere il fatto della saturazione scambievole di certe molecole più semplici nella formazione di dati composti.

Allorchè vengono a contatto volumi eguali di acido idroclorico anidro $\text{HCh} + \text{ChH}$ e di gas ammoniaco N^2H^6 si genera una combinazione solida, cristallizzata in cubi come il sal comune e costituita da $\text{NH}^3, \text{HCh} + \text{ChH}, \text{NH}^3$.

Il sale ammoniaco è dunque una doppia molecola di $(\text{NH}^3, \text{HCh})^2$ e prende il nome di cloruro di ammonio Ch, NH^4 nel concetto che NH^4 rappresenti un metallo, che si alliga al mercurio Hg per produrre l'ammoniuro mercurico, od al rame per produrre l'ammoniuro di rame. Di qui surse la teoria dell'ammonio di *Ampère*, (parte I^a pag. 94) e fu generalizzato il principio della esistenza degli *idroclorati*, detti *cloruri*; trovandosi di più isomorfismo nei cristalli e corrispondenza nella composizione dei sali di potassa e di ammoniaca in modo che all'ossido di potassio idrato KaO^2 { corrisponde H^4NO^2 } ed al cloruro NH^6 { Ch^2 ; $\frac{\text{Ka}}{\text{Ka}}$ } Ch^2 ; 2KaCh

corrispondente a $\frac{\text{Ka}}{\text{NH}^4}$ { Ch^2 ec. Studiando un poco i principali sali ammoniacali, avremo in breve una compiuta idea del modo con cui si formano i sali ad *acidi polibasici* e *monobasici*.

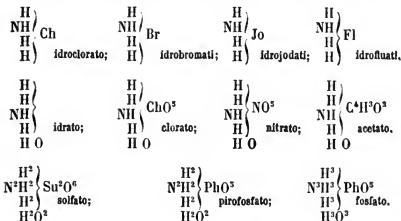
Ammoniaca ed acidi monobasici. — Gli acidi a radicali semplici come l'idroclorico, l'idrobromico, l'idrojodico, l'idrofluorico ecc. in contatto dell'ammoniaca, si combinano integralmente senza perdita d'idrogeno, servendo esso a costituire l'ammonio NH^4 che fa l'ufficio d'un vero metallo basico. Gli acidi a radicale composto si comportano egualmente, nè vi è eliminazione alcuna, quasi che l'acqua basica fosse servibile a costituire l'ossido di ammonio. Così per esempio:

NH^3, HO	$= \text{NH}^4\text{O}$	ammon ^{ca} . idrata od ossido ammonio
NH^3, HCh	$= \text{NH}^4\text{Ch}$	idrocl ^{to} . di amm ^{ca} . — clor. di amm ^o .
$\text{NH}^3, \text{NO}^2\text{H}$	$= \text{NH}^4\text{O}, \text{NO}^3$	nitrato di ammoniaca
$\text{NH}^3, \text{ChO}^2\text{H}$	$= \text{NH}^4\text{O}, \text{ChO}^3$	clorato di ammoniaca
$\text{NH}^3, \text{C}^4\text{H}^3\text{O}^4$	$= \text{NH}^4\text{O}, \text{C}^4\text{H}^3\text{O}^3$	acetato ammoniacale.

In generale dunque per i sali a base di acqua, l'ammoniaca NH^3

vi si combina direttamente per formare sali corrispondenti a quelli di ossido di potassio, l'acqua servendo a costituire l'ossido di ammonio. In guisachè tanti equivalenti di ammoniaca NH^3 saturano l'acido per formare un sale neutro, per quanti sono gli equivalenti di HO basici, serventi la capacità di saturazione di questi. Tutte le volte dunque che l'ammoniaca è in quantità eccedente i sali si diranno basici, se poi è in difetto sono sali acidi ammoniacali.

Tali composti allo stato libero possono formolarsi diversamente, e rendersi corrispondenti alle formole sottosegnate.



L'ammoniaca NH^3 è ben a ragione considerata come una base, perchè si comporta con gli acidi analogamente agli *alcaloidi organici*, che sono delle vere basi naturali. Quindi come queste si combina direttamente con gl'idracidi semplici, con gli ossiacidi (*idrati salini*) anche direttamente, secondo gli equivalenti di saturazione; e non entra in combinazione con le *anidride di veruna sorta*.

L'ammoniaca gassosa e gli acidi anidri operano in modo diverso reagendo fra essi, eliminando l'acqua e formando composti speciali che son detti *amidi*, *imidi* e *nitrili*, secondo che fu HO , H^2O^2 , H^3O^3 che venne eliminato per ogni equivalente di ammoniaca che reagisce. Ma di questi composti sarà meglio discorrerne alla III^a parte di quest'opera.

Cloruro d'ammonio NH^4Ch — Il nome più comune a questo corpo è quello di *sale ammoniaco*; da esso deriva *ammoniaca*, *ammonio*, ec.; e tutti traggono origine dalle provincie di *Ammonia* nella *Libia*, luogo ove il cloruro in parola fu preparato. E dall'Egitto è stato per lungo tempo ritirato quasi esclusivamente questo sale pei bisogni del commercio, utilizzando lo sterco secco del

Cammelli come materia prima per fornire ammoniaca. Oggi tutto il sale che si consuma nelle arti è manufatto, preparando in vario modo del solfato di ammoniaca puro, e poi distillando, o sublimando ciò che dà il cloruro di sodio con solfato di ammoniaca. Il sale si ha in grossi pezzi emisferici semitrasparenti, a spezzatura fibroso-raggiata, perchè viene a condensarsi alla parte superiore dei sargiuoli di terra in cui si opera; restando il solfato di soda nella parte inferiore.

Siccome le urine e gli escrementi disseccati degli animali contengono del sale, o dei sali ammoniacali, così la fuligine della loro combustione trattata con acido solforico produce solfato ammoniacale. In certe località si utilizzano le acque residuali delle fecce ed urine animali, che si riscaldano ed il vapore si condensa nell'acido solforico: anche le acque di distillazione del carbon fossile si adoperano a ciò: e la distillazione delle sostanze animali secche raccogliendo il vapore nell'acido solforico a 50°. Si usa ancora di filtrare il distillato delle sostanze animali diluito in acqua, a traverso uno strato di gesso, e raccogliere il solfato nella colatura, che poi si passa a cloruro.

Per cagioni naturali benanche si ottiene spesso del sale ammoniaco. Il Vesuvio soventi fra i prodotti secondari del raffreddamento delle lave, o dai fumajuoli, dà sale ammoniaco in eccesso, cosporcato da cloruro di ferro, dall'acido titanico, e dal cloruro di sodio e di piombo. E la sua genesi non è così chiara da lasciarsi come un argomento assodato.

Siccome i sali ammoniacali oggi rappresentano una parte attiva dei materiali utili degli ingrassi, quindi è di somma utilità la produzione dell'ammoniaca coi materiali esistenti nell'atmosfera, così di tratto in tratto vi è qualcuno che vi si volge.

Il cloruro di ammonio dunque è bianco, o bianco gialliccio: quello del commercio è in pani a spezzatura fibrosa, tenace alquanto, perchè flessibile in schegge sottili. Con esso però si prepara il *fiore di sale ammoniaco semplice delle Farmacie*, che è una sublimazione a temperatura giusta del sale ammoniaco di commercio. I cristalli nativi del Vesuvio sono cubi, ottaedri, o dodecaedri a facce rombiche di due o tre millimetri di diametro. Esso è solubile nell'acqua, e nell'alcool, ed è insolubile nell'etere. L'alcool che lo contiene disciolto brucia con fiamma chiara azzurro-violacea. È volatile senza residuo quando è puro, e posto sull'idrato di calce, di potassa o di soda svolge vapori ammoniacali. In contatto del vapore di anidride solforica, il sale ammoniaco dà un corpo bianco, che umettato si trasforma in solfato ammonico ed acido idroclorico.

Questo cloruro di ammonio è capace di combinarsi con quasi tutti gli altri cloruri metallici, formando cloruri doppi soventi ben

cristallizzati : come è appunto quello di ammoniaca e ferro (sale ammon. marziale delle Farmacie).

Il sale ammoniaco si usa nelle arti come fondente e per nettare (*décapér*) onde saldare i metalli, o alligarli : questa proprietà gli deriva dal poter scomporsi nell'atto di sublimarsi, e scomporre i metalli ossidati allo esterno, mettendo a nudo le superficie terse e perciò facilitando lo alligamento di essi. Così nella stagnatura del rame, del ferro ec., si adopera per siffatto intento. La fabbricazione della latta dimostra l'azione di questo corpo in contatto del calore ed alla presenza del ferro e dello stagno.

Si compone il sale ammoniaco di volumi eguali di acido idroclorico e gas ammoniaco, con la contrazione volumetrica per metà; ossia $\text{NH}^3 = v^2$ si combina con $\text{CHl} = v^2$ ed il prodotto è 2 volumi di sale ammoniaco puro NH^4Ch .

Bromuro di ammonio NH^4Br — È quasi simile al cloruro, e si prepara direttamente saturando l'acido idrobromico con carbonato di ammonio. Il miglior metodo però è quello di preparare il bromuro di ferro o di zinco, e decomporlo con carbonato di ammonio. Quando non si ha più effervescenza e precipitato, si filtra il liquore, si concentra e si fa cristallizzare.

Joduro di ammonio NH^4Jo — Cristallizza con grande difficoltà, ma pure in cubi. Nel vuoto può sublimarsi ; ma all'aria si scompone colorandosi in bruno per mettere il jodo in libertà. Si prepara col metodo indicato pel bromuro.

Fluoruro di ammonio NH^4Fl — Si ottiene distillando in apparecchio di platino o di argento un miscuglio di fluoruro di sodio e sale ammoniaco. È bianco, solido, solubilissimo e tenuto per molto tempo passa i turaccioli dei vasi, e corrode tutto ciò che incontra in fatto di vetro. Esso è forse più stabile del cloruro stesso.

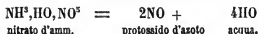
Il sale ammoniaco alla temperatura rossa, è capace di gassificarsi e diffondersi, secondo il metodo di *H. Deville*; ossia si sdoppia ed aumenta di volume, ma nel raffreddarsi si ricostituisce ?

Questo fatto sarebbe la *diffusione*.

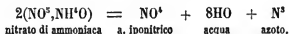
Azotato o nitrato di ammonio $\text{NH}^4\text{O}, \text{NO}^3$ — Tutte le volte che l'acido azotico privo affatto di cloro vien saturato con gas ammoniaco, o con carbonato di ammoniaca, la soluzione col raffreddamento fa cristalli deliquescenti di nitrato di ammoniaca. La soluzione ordinariamente dà prismi allungati come il nitrato di potassa, o genera romboedri, essendo il sale dimorfo come quello di potassa. È solubilissimo nell'acqua, e la soluzione genera un intenso freddo: talchè si usa per ottenere il ghiaccio artificiale nelle case, ove questo prodotto è difficile o caro.

Il suo sapore è quindi fresco-piccante che trae all'amarognolo.

Serve ad ottenere il protossido di azoto col riscaldarlo a 250°; poichè si decompone in acqua e protossido. Così:



Se però la decomposizione si pratica in presenza della pomice platinata, o pomice pesta secca, o spugna di platino, allora fornisce azoto, acido iponitrico ed acqua.



Riscaldato con l'acido solforico concentrato, dà protossido d'azoto ed acqua, come nel primo caso. Ed in generale la reazione è la stessa quando lo si riscalda con i corpi avidi di acqua, come il bisolfato di potassa, il cloruro di calcio, l'acido fosforico anidro ec.

Solfato di ammoniaca $\text{N}^2\text{H}^6, \text{H}^2\text{O}^2, \text{Su}^2\text{O}^6 = \text{Su}^2\text{O}^6, \text{N}^2\text{H}^4\text{O}^2$. Questo sale ben cristallizzato in prismi isomorfi col solfato di potassa si ottiene saturando l'acido solforico del commercio con carbonato di ammoniaca, evaporando il liquore filtrato e facendolo cristallizzare. Lo stesso è neutro ed anidro, come il sale di potassa corrispondente; ma riscaldato a 140° si fonde ed a 280° si scompone, perdendo acqua e gas ammoniacco; poi si metamorfizza lasciando sublimare il solfito d'ammoniaca, e perdendo azoto se la temperatura è crescente.

Non ha uso diretto, ma si adopera nella fabbricazione dell'allume ammoniacale. È un corpo commerciale, che si prepara in grande saturando di vapore di ammoniaca o del suo carbonato l'acido solforico del commercio. Fabbricasi nelle officine del gas illuminante, e nelle fabbriche d'ingrassi liquidi artificiali dalle materie urinose e fecali. Col solfato ed il sal marino a secco, si ottiene il sale ammoniacco puro.

Fosfato di ammoniaca $\text{PhO}^5, 3\text{NH}^4\text{O}$ — Questo sale è denominato ordinariamente fosfato basico, mentre a rigore è il vero fosfato neutro di ammoniaca.

Si prepara facendo passare il gas ammoniacco secco in soluzione concentrata di un altro dei fosfati ammoniacale. Esso è in piccoli cristalli bianchi, che asciugati all'aria si trasformano perdendo ammoniaca. Si distingue perchè appena preparato precipita in giallo il nitrato di argento lasciando la soluzione neutra.

Fosfato acido di ammoniaca $\text{PhO}^5, 2\text{HO}, \text{NH}^4\text{O}$ — Il sale di questa composizione è detto sale acido; ma in esso l'acqua e l'ammoniaca formano il gruppo basico necessario alla saturazione dell'acido tribasico ($\text{NH}^4\text{O}, 2\text{HO}$): siccome egualmente il gruppo ($2\text{NH}^4\text{O}, \text{HO}$) ne forma un altro, che costituisce un sale diverso.

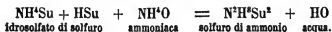
Si ottiene il primo sale in grossi cristalli, saturando con carbonato di ammoniaca l'acido fosforico concentrato, e svaporando fino a che il sale cominci a cristallizzare. Nella saturazione si forma il sale con due equivalenti di ammoniaca, ma cristallizza poi quello con un solo equivalente per soverchia concentrazione. Se la saturazione dell'acido si fa col gas ammoniacale, e si cerca col raffreddamento il sale cristallizzato, esso è $\text{PhO}^2, 2\text{NH}^4\text{O}, \text{HO}$ che volgarmente è denominato sale neutro. Ma se, o l'acido è diluito, o questo si concentra fortemente, si hanno grossi prismi del fosfato $\text{PhO}^2, 2\text{HO}, \text{NH}^4\text{O}$. Il primo è cristallizzato in prismi quadrangolari, il secondo in prismi a sei pani molto voluminosi. Se si vuole non perdere l'ammoniaca ed ottenere questo sale direttamente, dopo aver preparato il neutro, vi si aggiunge una quantità di acido fosforico simile alla prima, e si evapora a cristallizzazione.

Questi due fosfati sono solubilissimi nell'acqua, il detto neutro si dissolve in 4 parti di acqua fredda ed in poca acqua bollente, il secondo in 5 parti di acqua fredda. Entrambi precipitano in giallo il nitrato di argento, ma lasciano acida la soluzione.

Non hanno quasi nessun uso, tranne quello di provvedere alcuni bisogni da laboratorio.

Solfuro di ammonio NH^4Su — È questo il miglior reagente che si abbia il chimico nel laboratorio, pronto per precipitare allo stato di solfuro insolubile e colorati quasi tutti gli ossidi metallici: e poichè desso si altera molto prontamente, così a preferenza si usa un suo congenere ($\text{NH}^4\text{Su}, \text{HSu}$) che è l'idrosolfato di solfuro di ammonio.

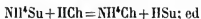
Si prepara in fatto con una buona ammoniaca liquida, la quale posta in un piccolo apparato di *Woolf*, la si satura esattamente con idrogeno solforato lavato all'acido solforico: quando più non è assorbito questo gas, si raccoglie il solfidrato, il quale si conserva in bottiglia chiusa e priva di aria, lungi dal contatto della luce. Essendo questo corpo $\text{NH}^4\text{Su}, \text{HSu}$ lo si può trasformare in $(\text{NH}^4\text{Su})^2$ col mischiarlo esattamente ad un altro equivalente di ammoniaca liquida (NH^4O) poichè allora si avvera



Il qual risultato si consegue coll'unire un identico volume della stessa ammoniaca adoperata a formare il solfidrato. In altri termini, si tien conto del volume di ammoniaca che si assoggetta alla saturazione dell'idrogeno solforato, e dopo si unisce con un identico volume del liquore medesimo: il risultato è soluzione di NH^4Su perfettamente neutro.

Il solfuro è possibile in soluzione; la quale offresi leggermente

opalina, di odore di uova putrefatte, che all'aria assorbe l'ossigeno, e cede il solfo al soluto che perciò non è più decomponibile dagli acidi senza precipitazione di zolfo. Questo carattere rende inutile il reagente primitivo, il quale tanto allo stato di solfuro, quanto in quello di solfidrato di solfuro, a contatto degli acidi svolge idrogeno solforato solo senza precipitare zolfo. Infatti



Bisolfuro di ammonio NH^4Su^2 — Si ottiene questo corpo in grossi cristalli facendo passare per una canna di porcellana rovente il gas ammoniacco ben secco (NH^3) col vapore di zolfo (Su^2). Il prodotto si condensa in un recipiente secco e freddo, e sono cristalli regolari, deliquescenti all'aria che si decompongono con gli acidi, dando un sale ammoniacale con deposito di zolfo.

Tetrasolfuro di ammonio NH^4Su^4 — È stato ottenuto da *Fritzsche* facendo passare nel pentasolfuro in soluzione l'idrogeno solforato ed il vapore di gas ammoniacco alternamente: il sale si forma e precipita in piccoli cristalli giallo di zolfo. Questo sale è solubile nell'acqua ed inalterabile, quando è in soluzione concentrata: in soluzione diluita, si decompone all'aria con precipitazione di zolfo.

Pentasolfuro di ammonio NH^4Su^5 — Nella soluzione satura di solfuro di ammonio fatta con ammoniaca molto concentrata, si spinge una corrente di gas idrogeno solforato, dopo avervi aggiunto del fiore di zolfo in eccesso. Il composto appena si produce per mancanza di solvente, si rappiglia in massa cristallina. La reazione consiste nel produrre il pentasolfuro, che è insolubile nel solfuro. Questo sale non si può riscaldare all'aria per evaporare il liquido perchè si scompone, quindi il bisogno di farlo formare in una carica soluzione di solfuro ammonico. I suoi cristalli però si distinguono, perchè sono prismi a base quadrata, di color ranciato, alterabilissimi all'aria.

Eptasolfuro di ammonio NH^4Su^7 — Quando si evapora l'acqua madre del precedente composto, si ottiene una massa di cristalli più rossi, i quali si solvono nell'acqua decomponendosi. Intanto questo sale è un poco più stabile del pentasolfuro, e se si conserva lungi dal contatto dell'aria e della luce; non si scompone così facilmente.

Carbonato di ammoniaca $\text{C}^2\text{O}^4, \text{NH}^4\text{O}, \text{HO}$ — Questo carbonato a rigore è neutro, perchè la bibasicità dell'acido carbonico è saturata dall'acqua HO e dall'ossido di ammonio NH^4O . Il *Deville*, che l'ha ottenuto facendo passare l'acido carbonico in una soluzione di carbonato di ammoniaca del Commercio fino a saturazione, lo

chiama *bicarbonato di ammoniaca*. Esso formasi pure in cristalli prismatici volatili a base rombica, tenendo un vase dimezzato di carbonato del Commercio in un'aria umida. Ad ogni modo questo è uno dei pochi sali che non è isomorfo col corrispondente sale di potassa.

Si chiama *sesquicarbonato di ammoniaca* il prodotto della decomposizione del solfato o del cloruro per un eccesso di carbonato calcare. A questo sale si dà la formola $(\text{CO}^2)^3 + (\text{NH}^4\text{O})^2 + 3\text{H}\text{O}$, e si ottiene in grande, operando la decomposizione in vasi di ferro o di argilla, e raffreddando il carbonato volatile esso produce masse compatte e coerenti, semitrasparenti, le quali all'aria effloriscono perdendo ammoniaca e riducendosi in una specie di bicarbonato ammoniacale.

Noi sapendo l'acido carbonico come bibasico, formoleremmo questo corpo come un composto ordinario neutro $\text{C}^2\text{O}^4, \text{H}^2\text{O}^2, \text{NH}^4\text{O}$ al quale sta combinato $\text{CO}^2, \text{H}\text{O}$ che si sperde con la massima facilità.

Ad ogni modo i carbonati di ammoniaca si formano con facilità e con facilità si scompongono: e la somma volatilità dei componenti li fa di difficile analisi; perchè i corpi che apparentemente sembrano integri sono alterati. In altri termini, ammesso che vi sia un bicarbonato ed un carbonato neutro, questi si possono trovare nel carbonato commerciale o sublimato in una proporzione molteplice e diversa: tanto che il *Berzelius* era giunto ad ammettere fino a nove carbonati di ammoniaca ed a questi assegnava le formole seguenti:

$\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2$	carbonato neutro di ammon ^{ca} .
$\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2, (\text{CO}^2\text{H}\text{O})$	bicarbonato ammonico
$2 \text{NH}^4\text{O}, 3\text{CO}^2$	sesquicarbonato ammonico
$3(\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2)$	carbonato doppio di Rose
$2(\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2) (\text{NH}^4\text{O}, 2\text{CO}^2)$	» » »
$3(\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2) (\text{NH}^4\text{O}, 2\text{CO}^2)$	» » »
$3(\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2) (\text{NH}^4\text{O}, 2\text{CO}^2) 8\text{H}\text{O}$	» » »
$3(\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2) (\text{NH}^4\text{O}, 2\text{CO}^2) 8\text{H}\text{O}$	» » »
$3(\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2) (\text{NH}^4\text{O}, 3\text{CO}^2) 8\text{H}\text{O}$	» » »
$5(\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2) 3(\text{NH}^4\text{O}, 2\text{CO}^2) 6\text{H}\text{O}$	» » »

ed egli ha poi distinto il carbonato ammonico neutro combinato col carbonato di ammoniaca senza acqua, cioè

$\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2 + \text{NH}^3, \text{CO}^2$ primo carbonato doppio anomalo
 $\text{NH}^3\text{CO}^2 + x\text{NH}^4\text{O}, \text{CO}^2$ altro carbonato anomalo inverso.

Evvi inoltre dei sali a base multipla molto interessanti in cui trovansi uniti la potassa KaO con NH^4O , o la soda NaO con NH^4O in cui il gruppo basico composto di 1 a 6 equivalenti (secondo la

allora si raccoglie, si sgocciola, e poi si discioglie in una quantità di acqua a parte, per farlo cristallizzare.

Ricordando il Giovine che il carattere della solubilità è sempre una relazione, spesso di due sali che assolutamente hanno una certa solubilità; questa si altera al contatto delle due specie, perchè la sostanza che è solubile nell'acqua, non è egualmente solubile in uno dei sali disciolti, su di che molto bisogna esercitarsi.

E ciò che diciamo per l'insolubilità, vale analogamente per la volatilità; perocchè a mediocre calore l'ordine delle volatilità cangiandosi, si cangiano e si modificano i fenomeni valutabili.

È una cognizione importante quella di conoscere la quantità di un sale necessaria per saturare una data quantità di acqua, e la sua influenza in questo liquido; avvegnacchè il *soluto* bolle sempre ad una temperatura maggiore dell'acqua pura; e molte volte il sale solvendosi produce freddo. Queste due note meritano esser ricordate dal giovine Chimico, sulla solubilità variabile dei sali essendo fondate varie operazioni e preparazioni industriali; come altresì sono necessarie le nozioni di abbassamento di temperatura, alloraquando si solvono le sostanze nell'acqua. I specchietti in nota potranno utilmente servire nei casi speciali *.

* *Tavola della solubilità dei sali più comuni nell'acqua.*

100 parti di acqua solvono per saturarsi e ritardano l'ebollizione

41,2	cloruro di sodio	8°,4
48,5	carbonato neutro di soda . . .	4°,6
59,4	cloruro di potassio	8°,3
60,1	cloruro di bario	4°,4
61,5	clorato di potassio	4°,2
88,9	cloruro d'ammonio	14°,2
117,5	cloruro di strontio	17°,8
205,0	carbonato di potassio	35°,0
224,8	azotato di soda	21°,0
325,0	cloruro di calcio	79°,0
335,0	azotato di potassa	15°,0
362,2	azotato di calce	51°,0.

Questo dato però segna il solo punto di saturazione: ma siccome a diversa temperatura i sali si solvono in proporzioni varie, così può stabilirsi una tavola della solubilità per ogni specie di sostanza. Ammettiamo p. es. che si sieno fatte le osservazioni di dieci in dieci gradi termometrici, e si è constatato che 100 di acqua sciolgono 4 di sale a 0°

7	»	a 10°
12	»	a 20°
19	»	a 30°
32	»	a 40°

allora si può rappresentare graficamente la relazione che passa fra la tem-

3°. Che coi sali poliatomici, il gruppo basico di ammoniaca con due od altri ossidi allo stato integro contiene un equivalente di base e d'ammoniaca corrispondente a saturare l'acido, ma che più è ricco di ammoniaca il gruppo, meno stabile è il sale: avvegnachè l'alcalifluore tende a volatilizzarsi con la massima facilità. Di qui la grande difficoltà di trovare costanti i rapporti dei componenti nei sali ammoniacali.

4°. Nei sali ammoniacali ad acidi volatili, col riscaldamento, sfugge in vapore ogni cosa, onde questi sali sono volatili senza residuo, come si suol dire. Ma se l'acido è fisso, può avvenire o che l'ammoniaca va via e lascia l'acido anidro; o nell'essere riscaldato si volatilizza in parte, ed in parte reagisce pei suoi elementi: ossia col suo idrogeno riduce l'acido, disossidandolo parzialmente. La quale proprietà riduttrice spesso è utilizzata nel lavoro chimico per ottenere certi acidi in uso degli acidi in *ico*, o certi ossidi col semplice riscaldamento in vase platinico di un sale ammoniacale ben determinato.

5°. Che soventi volte un sale ammoniacale si combina col gas ammoniaco secco (NH^3) e ne assorbe una quantità variabilissima; la quale spesso serba un'apparente proporzione equivalente, e spesso no.

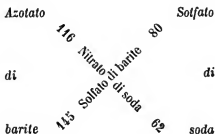
6°. Che lo stesso è dell'ammoniaca liquida che solve molti composti, e che noi diciamo solubili nell'ammoniaca. A parer nostro sono esse combinazioni dell'ossido, del cloruro, del sale che si combina con un eccesso di ossido di ammonio idrato, senza serbare proporzionalità determinata. Come si vede nei sali di rame.

Finalmente avvertiamo i giovani, che l'ammoniaca può entrare in combinazione con tutti i *sali binarii*, che i chimici distinguono come *cloruri*, *solfuri*, *arsenuri*, ossia essa forma due specie di composti. Nella prima specie conserva un equivalente di acqua per costituire la base monossida (NH^4O) ossido di ammonio, e forma sempre composti isomorfi con quelli di potassa, di soda, di ossido di argento ec. Nella seconda specie si unisce come (NH^3) e questi composti diversi da precedenti ed anomali, vengono considerati per sali. Intanto il gas ammoniacale capace di unirsi senza reagire, ma semplicemente per addizione, forma gruppi che poi per eliminazione di HO, di CHH , di NH^4Su , ec. a spese dei materiali dell'altro corpo, forma composti che pare contengano NH^3 , od NH , od N producendo gli amidi, gl'imidi, i nitrili, gli azoturi: nel qual caso vi è dissociazione dell'idrogeno ammoniacale, e riduzione dell'altro composto.

Tutte queste osservazioni sarà bene lo studioso le ricordi, perchè sono di grande aiuto a non confonderlo nei casi particolari, e sono eziandio utilissime per essere adoperate nei casi di ricerche da laboratorio.

NOZIONI GENERALI SUI SALI

Abbiamo diffinita la *funzione di sale* l'esser di certi composti prodotti da due radicali semplici o due radicali composti, i quali però soggiacciono sempre alla doppia sostituzione salina; ossia posti in relazione scambievolmente, essi mutano i radicali isodinamici e si metamorlizzano nel seguente modo:



Or dicasi col *Berzelius* è *sale* l'unione di un radicale semplice o composto elettro-positivo con un altro semplice o composto elettro-negativo; o si dica, il sale consta dell'unione di un acido saturato da una base, la cosa è sempre la stessa, la considerazione importante è il fatto della doppia metamorfosi salina, col carattere di non alterare le tinte reagenti, ed a preferenza la tintura di tornasole azzurra o rossa. Nei sali dunque la neutralità fin dai tempi di *Wenzel* fu presa a calcolo; ed anche oggi, dicendo *i sali sono degli acidi a base metallica*, si sottointende che nel maggior numero di casi ogni acido si neutralizza con la base per formare un sale, quando la tintura di tornasole non viene arrossata, se è azzurra, nè viene fatta azzurra, se si usò quella già rossa *.

* La tintura di tornasole, di cui si fa tanto caso in Chimica, è un sale di calce ad acido rosso, acido litmico, il quale si fa azzurro quando è saturato dalla base. Or mettendo questo sale in contatto di un acido energico, questo satura la base e l'acido reso libero prende quel bel colorito rosso di buccia di cipolla; quindi la reazione, se non è perfetta, la tintura prende un colorito rosso vinoso. Sicchè il reagente che dimostra di neutralità abbisogna esso stesso di esser reso neutro e molto sensibile, senza di che non può adoperarsi. Ed ecco perchè nei Laboratorii si usa la carta azzurra che è neutra, e quella arrossata che è acida, per l'acido litmico che la colorisce e la sensibilizza.

Ad ogni modo il sale per sè medesimo dovrebbe esser neutro, se si volesse a rigore ricordare l'indicazione delle tinture: ma comechè i sali neutri per noi sono quelli che risultano dall'unione di un equivalente di base, proporzionale alla saturazione di un equivalente di un cert'acido, così l'azione sulle tinture è un mezzo grossolano, e spesso di niuna significazione. E per esempio, moltissimi sali di zinco reagiscono come acidi, e sono neutri; come molti sali di piombo reagiscono a mo' degli alcali sull'ematina, arrossiscono il tornasole, mentre poi sono esattamente neutri. Cosichè qualunque sia per essere il reagente adoperato per constatare la neutralità, esso nulla potrà mai dire del rapporto di saturazione degli acidi, nè avvisarci della esistenza di un sale acido, basico o neutro: questo dato può ricavarsi dal rapporto dell'ossigeno comune all'ossiacido ed all'ossibase; e meglio dal rapporto equivalente dell'acido e della base che costituisce un sale (v. parte 1^a pag. 250 e seg.).

La produzione dei sali in Chimica è la nozione la più generale e la più interessante, perchè dato un acido si domanda ottenere la specie a, b, c, saturandolo con una data base: operazione che bisogna saper fare e dalla quale dipende l'acquisto di tante cognizioni accessorie, ma utilissime pel giovine Chimico.

Primo metodo di salificazione. — I metalli, i quali scompongono l'acqua in vapore o al di sotto del rosso, posti in contatto coll'acqua ed un acido, svolgono un equivalente d'idrogeno, fissano un equivalente di ossigeno dell'acqua che scompongono e neutralizzano l'acido con cui si pongono a contatto formando *sali*. Il ferro, lo zinco, il cadmio con qualunque acido, poi vengono l'uranio, il nichel, il cobalto. Quest'azione avviene alla temperatura ordinaria, ma coll'azione coadiuvante di un poco di calore si riesce meglio nell'intento: l'operazione si esegue in coppe di porcellana o di vetro. Ed in generale quando si fanno salificazioni è necessario di adoperare vasi a bocca larga, che si possono riscaldare per svaporare convenientemente i soluti, indi ottenerli cristallizzati.

Secondo processo. — Tutti gli ossidi metallici detti alcali, terre alcaline, terre ee.; non che gli ossidi salificabili di tutti gli altri, a contatto degli acidi rispettivi, sono atti a neutralizzare questi e produrre sali. Si pone per esempio l'acido misto ad acqua in una coppa capiente, e vi si aggiunge l'ossido in polvere fino a saturazione, poi si filtra il soluto per carta, e la colatura si concentra e si pone in vase a luogo fresco per farlo cristallizzare.

Terzo processo. — Quando riesce agevole di procurarsi l'idrato ed il carbonato di una certa base, allora si satura una certa quantità di acido diluito con idrato o carbonato, avvertendo di non aggiungerne quando più idrato non si combina, o quando più non si svolge acido carbonico con effervescenza. Nel caso che si

Cristallizzabilità dei sali. — Si dà forma geometrica regolare alle sostanze saline con i diversi metodi di cristallizzazione. Il primo consiste in fare una soluzione acquosa quasi satura a 100° gradi di un sale cristallizzabile, poi la si lascia in riposo in luogo asciutto. L'acqua si evapora lentamente, ed una forza di aggregazione si sviluppa fra le molecole di sostanza solida, talchè le parti si dispongono simmetricamente in cristalli che dipendono da certe leggi dette leggi cristallogeniche. Si dicono *isomorfi* quei sali che cristallizzano in forme dipendenti dallo stesso sistema cristallino, quantunque composte di altri principii. In generale sono isomorfi quei sali, o quelle sostanze, che hanno la medesima composizione. Così sono isomorfi i solfati del gruppo magnesifero costituiti analogamente.

Mg ² O ² , Su ² O ⁶ , 14HO	Solfato di magnesia
Zn ² O ² , Su ² O ⁶ , 14HO	» di zinco
Fe ² O ² , Su ² O ⁶ , 14HO	» di ferro
Mn ² O ² , Su ² O ⁶ , 14HO	» di manganese
Cd ² O ² , Su ² O ⁶ , 14HO	» di cadmio.

Cangiamenti di temperatura nell'atto della soluzione.

Sali ed acqua.

Sale ammoniaco cristallizzato	5 parti	} da + 10° a — 12°
Nitro	5 »	
Acqua	16 »	
Nitrato di ammoniaca . .	1 »	} da + 10° a — 13°
Carbonato di soda . . .	1 »	
Acqua	1 »	
Nitrato di ammoniaca . .	1 »	} da + 10° a — 15°
Acqua	1 »	

Sali ed acidi.

Solfato di soda	3 parti	} da + 10° a — 16°
Acido nitrico debole . .	2 »	
Solfato di soda	5 »	} da + 10° a — 16°
Acido solforico debole . .	4 »	
Solfato di soda	8 »	} da + 10° a — 17°
Acido idroclorico	5 »	
Solfato di zinco	1 »	} da + 10° a — 7°
Acido idroclorico del comm.	1 »	

Sono *dimorfi* poi quei sali che cristallizzano in due forme incompatibili per le loro leggi cristallografiche. In fatto il solfato di potassa ed il nitrato sono dimorfi, e dimorfi sono egualmente i corrispondenti sali di ammoniaca ec. Anzi soventi le forme primitive sono accompagnate da forme secondarie, ed il più delle volte queste faccette sono in corrispondenza perfetta con quelle di un'altra sostanza. Questi casi sono di un isomorfismo perfetto; come altresì sperimentasi che talune facce emiedriche accompagnano certi cristalli, e in taluni altri sono emiedriche in senso opposto. Ossia le modificazioni alternansi e due cristalli si formano in modo da sembrare come le due mani che si guardano facce e facce, o dorso e dorso. In tal caso le soluzioni di questi sali hanno il carattere di deviare un raggio di luce polarizzata a destra od a sinistra secondo il senso della emiedria. Il *Pasteur* ha notato questo fenomeno nell'acido tartrico destro e l'acido sinistro, lo *Scacchi* l'ha rinvenuto in molti racemati alcalini e racemati doppii.

I sali tengono soventi un gruppo di equivalenti di acqua necessari alla loro costituzione, e corrispondenti alla condizione del mezzo in cui si produssero; quest'acqua è detta impropriamente di *cristallizzazione*. Così a diversa temperatura il solfato di manganese si costituisce con composizione diversa.

Mn^2O^3 , Su^2O^6 , 14HO	fatto da	0° a 6°
Mn^2O^3 , Su^2O^6 , 12HO	» da	6° a 20°
Mn^2O^3 , Su^2O^6 , 8HO	» da	20° a 30°
Mn^2O^3 , Su^2O^6 , 2HO	a	130°
Mn^2O^3 , Su^2O^6 , anidro	a	300°.

Tutti i sali che tengono acqua di cristallizzazione posti in un vase al calore subiscono una prima maniera di liquidità che dicesi

Neve e sali.

Neve	1 parte	} da + 0° a — 17°
Salmarino	1 »	
Neve	3 »	} da + 0° a — 28°
Cloruro calcico cristallizzato.	4 »	
Neve	3 »	} da + 0° a — 28°
Potassa	4 »	
Neve	1 »	} da + 0° a — 15°
Acido solforico	1 »	

fusione acqua; a differenza di quella che dicesi *fusione ignea*, che è la liquefazione propria di un corpo, ed alla quale van soggette molte sostanze, come il solfo, il piombo, lo stagno, la cera, il sego, le resine. Molte sostanze possono cristallizzare per *fusione ignea* come il solfo, l'antimonio ec.; e moltissime per *sublimazione*. Cosichè la cristallizzazione delle sostanze può avvenire, per l'azion dei solventi, e per la fluidificazione del fuoco. L'acido arsenioso, il sublimato corrosivo, il calomelano, il cloruro di ammonio, i carbonati di ammoniaca ed altri corpi, si ottengono appunto in belli cristalli per siffatto modo.

Evvi acquisito dalla scienza una maniera particolare di preparare certe sostanze che non è la forma cristallina e non è l'amorfa propriamente detta. Consiste questa nel preparare dense soluzioni delle sostanze, poi spalmarle a strati sottili su lamine di lastre e farle asciugare lentamente. Per siffatta maniera le sostanze restano in uno strato quasi vetroso, ed offrono un bell'aspetto alla vista. Così ottengono i citrati e tartrati doppii e tripli di ferro e potassa, di ammoniaca e ferro ec.

È da ricordare altresì che molti sali attirano l'umido atmosferico per liquefarsi e diconsi *deliquescenti*, altri perdono dell'acqua e si coprono come di una fioritura e sono detti *efflorescenti*, *fatescenti* quelli che si deformano, si fanno appannati e riduconsi in polvere. I primi sono usati per assorbir l'umido, e sono gl'igroscopici. Molti sali di potassa, il cloruro di calce, il solfato di rame anidro, sono usati per siffatto scopo. Varii sali di soda e di magnesia, i solfati di zinco, solfuri di ferro ecc. sono gli efflorescenti ed il borace, molti sali di soda e l'allume di rocca sono fatescenti.

Azione del calore sui sali. — Allorchè si riscalda un sale cristallizzato possono presentarsi più fenomeni notevoli. Se il sale è fusibile per fusione acqua il corpo si fonde, perde dell'acqua e si rende *anidro*; se poi contiene dell'acqua interposta fra le falde dell'aggregazione fisica del cristallo, questa col riscaldamento della sostanza prende forte tensione a vaporizzarsi, si evapora e rompe con *crepitio* i cristalli, tal fenomeno è detto *decrepitazione*. Veggasi ciò in quel modo di comportarsi del salmarino riscaldato in vase chiuso, o gittato nel fuoco. Se intanto il sale dopo essersi fuso e disidratato continua a riscaldarsi, possono presentarsi varie condizioni.

a) — Quando l'acido è volatile al disotto del calor rosso e la base è fissa, o viceversa la base volatile e fisso l'acido, si avvera sempre una decomposizione totale o parziale. Così riscaldando l'allume di rocca ammoniacale $3\text{SuO}^3, \text{Al}^2\text{O}^3 + \text{NH}^4\text{O}, \text{SuO}^3 + 24\text{HO}$ si avverano tutti questi fenomeni. Dapprima il sale subisce la fusione acqua, dipoi perde dell'ammoniaca, una delle due basi, quindi perde l'acido solforico, e resta da ultimo l'allumina pura.

b) — L'acido può essere decomponibile parzialmente, e la scomposizione ha luogo. Così il nitrato di soda, di potassa, o di ammoniaca, riscaldati subiscono la fusione ignea in primo tempo; poi si decompongono in ossigeno e in un nitrito; e se la temperatura continua si svolge ossigeno e vapore nitroso, mentre il nitrato di ammoniaca si trasforma in acqua e protossido di azoto. Il bicromato di ammoniaca $\text{Cr}^2\text{O}^6, \text{NH}^4\text{O}$ riscaldato lascia sesquiossido di croma Cr^2O^3 , acqua $4\text{H}_2\text{O}$, azoto N ; perchè questo sale tiene l'acido decomponibile e la base volatile e decomponibile a bassa temperatura. Il biarseniato di calce, o di barite, riscaldato fortemente in uno stortino dà belli cristalli di acido arsenioso ed un arseniato più fisso: appunto perchè alla stessa temperatura in cui si decompone l'arseniato, si decompone del pari l'acido arsenico, in acido arsenioso ed ossigeno.

Questi non sono che i casi principali dell'azione del calore sui sali, ma il calore ingenera pure una serie di metamorfosi speciali, che possono trovare origine nella storia particolare di questo o quel composto: in generale però vi è sempre da pensare a tutti i prodotti possibili che possono prender posto sotto la condizione del riscaldamento che si produce e degli elementi che si dissociano ed aggregano in modo diverso. Quindi allorchè si vuol prevedere qualche fenomeno di metamorfosi, nel riscaldamento possibile di un sale, bisogna farsi lo specchietto delle decomposizioni, calcolare la quantità di calore che si vuole adoperare, e scegliere la specie di vase necessario per l'operazione; perocchè soventi in vase aperto la metamorfosi prende un ritmo, ed in istorte o vasi chiusi ne segue un altro.

L'azione della luce sopra alcuni sali è largamente manifesta dalla loro decomposizione specialmente sopra i sali di oro, di argento, di platino, di mercurio, di ferro, di croma, di cadmio ecc. Molti di questi composti acquistano caratteri determinati, e specialmente quello di una notevole insolubilità. Da parte i risultamenti delicatissimi della Fotografia che depongono splendidamente del modo siccome agisce la luce sulle sostanze; ma il citrato di ferro ammoniacale, alcuni cromati di piombo, di ferro, il ioduro di mercurio, di cadmio, certi sali di uranio ec. si modificano così profondamente, che preparato un liquido in cui le sostanze sono solubili nel bujo, dopo l'azione della luce del sole il sale, o i sali in parte si disciolgono in parte restano affatto insoluti.

Il fisico americano *Draper* fin dal 1858 avea notato che l'ossalato di ferro in soluzione esposto ad una forte insolazione acquista la proprietà di decomporre a freddo i sali d'oro, osservazione che gli permette di valutare il potere fotogenico della luce dalla quantità di oro metallico che l'ossalato precipita dopo l'insolazione. Ma il *Niepcce de Saint-Victor* nel 1859 pubblicando la Terza

Memoria sopra l'azion chimica dei raggi solari, determina che l'acido gallico in soluzione dopo insolato, riduce rapidamente i sali di oro, e dopo questo tutti gli acidi organici (sali di acqua) acquistano detto potere con diversa energia: che una soluzione d'azotato di uranio mista ad un'altra di materia organica non dà alcuna riduzione, ma se il sale d'uranio in soluzione viene saturato di ammoniaca ed il precipitato disciolto dall'aleali poi insolato, esso allora non solo riduce i sali di oro rapidamente, ma benanche i sali di argento. Ora se la soluzione di uranio e materia organica si trovano unite, neutre, ed in vasi chiusi ermeticamente, questo liquido insolato riduce traccio di cloruro di oro e sali argenticci. Le osservazioni sulla soluzione di nitrato d'uranio sono le seguenti. Il soluto da giallo di oro comincia per l'influenza della luce a farsi verde, se la soluzione è *acida*; il coloramento è violetto, se la soluzione è quasi *neutra*. Se l'esposizione del liquore di sostanza organica e sale d'uranio si prolunga esso, s'intorbidisce, diventa opalino, dà un precipitato, ed in questo caso non precipita i sali di argento, ma semplicemente i sali di oro. Se il liquido si agita dopo cinque minuti, e trovasi essere leggermente acido, allora dissolve il precipitato.

Dalle numerose ed importanti ricerche del dotto fisico fotogenista, e dall'analisi che fa dei suoi lavori lo *Chevreul* risulta che quest'azione della luce spesso si annunzia con metamorfosi riduttive, spesso con metamorfosi traspositive: e le così dette decomposizioni e composizioni si avverano in circostanze diverse. Donde si pare che alle volte agisce la luce come ogni altra forza decomponente, altre volte essa non può agire senza il concorso di speciali materie in mistione. Così, anche nel vuoto, essa decompone l'acido aurico (AuO^3) in oro ed ossigeno, pari all'azione del calore sull'ossido di mercurio, e fa perdere all'azzurro di Berlino (cianuro di ferro) del cianogeno. Ma senza il concorso dell'aria e dell'umido le tinte di eartamo e di tornasole, restano inalterate nel vuoto; mentre col concorso di questi agenti la luce li modifica profondamente. Donde si rileva pure che soventi volte è il moto dei ritmi *fotodinici* che modifica la sostanza; e soventi questo moto debba modificare uno dei componenti l'aria stessa, per esser tradotto in un fatto sensibile di decomposizione.

Il *Napoli* dietro numerose osservazioni fatte sul citrato-ferroso-ferrico ammoniacale, si è persuaso che l'insolubilità di questo corpo dopo l'insolazione deriva da una perdita sensibile di ammoniaca in parte, ed in parte da un'aggregazione atomica diversa. Lo stesso sale resta solubilissimo, se si conserva nel buio; e diventa meno atto a solversi, se lo si espone anche alla luce diffusa in un ambiente non molto illuminato.

In tesi generale, fino a che nuovi fatti non vengano a chiarir lo

argomento può ritenersi, che il Giovine chimico deve saper mettere a calcolo l'azione dinamica insensibile, ma efficacissima, della luce sui sali, perocchè questa alle volte li scompone parzialmente, alle volte li metamerizza, e soventi li fa cristallizzare o ne impedisce la cristallizzazione con la stessa intensità. E siffatti fenomeni soventi prendono una importanza notevole turbando in certi modi l'ordine od il ritmo delle reazioni, mentre non si vede a chi, ed a quali agenti, son dovute tali anomalie *.

Azione della corrente elettrica sui sali, e sue applicazioni.

È noto che l'elettricità dinamica (corrente) opera nelle soluzioni saline in modo diverso. Nel dualismo chimico di *Berzelius* i sali binarii si decompongono negli elementi costitutivi, nei sali bi-binarii gli acidi si portano al polo positivo e gli ossidi al polo negativo; quindi si assume il principio generale che le basi sono elettro-positive, gli acidi elettro-negativi. Ma in un elettrolisi (soluzione sottoposta al potere elettrico) vi è sempre la scomposizione dell'acqua il cui idrogeno si porta assolutamente al polo negativo, e l'ossigeno costantemente al polo positivo. Fenomeni che si possono osservare nel seguente modo. Bastano quattro elementi alla *Bunsen* od alla *Daniel* i cui reofori sieno terminati in due fili o laminette di platino per studiare questi fenomeni. Così, se si portano questi reofori in una soluzione di sal-marino, si vedrà l'idrogeno libero e gassoso al polo-negativo, e quello positivo svolgerà ossigeno. Identico è il fenomeno se invece il sale sarà solfato d'idrogeno posto in molt'acqua. Come ancora, posti i reofori nell'acido idroclorico, l'idrogeno si svolge al polo stesso, ed il cloro al polo positivo. Ma se però i reofori sono immersi nella soluzione di solfato di zinco o di rame, si noterà al polo-negativo depositarsi lo zinco od il rame metallico, mentre l'ossigeno ed il rimanente acido solforico si portano al polo-positivo. E se il solfato di zinco si sarà colorato con la tintura di tornasole o lo sciroppo di violette, si vedranno queste prendere un colorito rosso al polo positivo ove si svolge l'acido. Il fatto ha dato luogo, o meglio ha sanzionata l'opinione di *Dawy*, che i sali sieno affatto simili agli acidi, ma

* Una pratica si è intanto diffusa nei Laboratorii e nelle Farmacie, che bisogna svellere ad ogni costo. Si conservano i medicamenti alterabili, come certi alcaloidi, la santonina, il calomelano ec. in vasi di vetro azzurro di cobalto per difenderli dall'azion della luce. È questo un errore grossolano da evitarsi. La Fisica avendo dimostrato che i raggi di attività chimica molto energica sono i violetti, ed anche gl'invisibili che li seguono, l'uso dei vetri di questo colore aumenta l'alterazione o la sollecita, invece di impedirla. I vasi utili a questa bisogna si debbono avere o neri o gialli.

coi metalli per base, invece dell'idrogeno. Se però la soluzione da decomorsi è un sale di potassa o di soda neutro, mista a sciropo di violette e situata in un tubo ad *U* con in mezzo un setto poroso di asbesto, si noterà che al polo positivo lo sciropo si arrossa ed al negativo s'inverdisce, il che annunzia nel primo la presenza di un acido libero, nel secondo quello di una base anche libera; e ciò perchè hanno entrambe diversamente agito sul sale neutro reso azzurro dallo sciropo di violette. Questo fatto veniva in sostegno dell'ipotesi di *Lavoisier* e di *Berzelius*, esser cioè i sali la unione dell'acido con una base. Se non che, riflettendo che la energia della corrente, e l'azione degli elementi dell'acqua allo stato nascente possono avere un'azione secondaria, deesi parlar diversamente, e spiegarsi i fenomeni d'un elettrolisi in modo più esatto, ed in tutti i loro particolari.

In effetti, se si tuffano i reofori di platino nella soluzione concentrata di solfato di rame, e sia di 4 elementi di *Bunsen* l'apparecchio elettromotore, al polo negativo non si otterrà rame, ma un deposito rosso-bruno appannato, o bruno rossigno, che è un misto di ossido e rame ridotto confusamente: e per avere il rame metallico in istato elementare, bisogna o allungare con acqua estremamente il sale di rame, o ridurre l'azione della Pila debolissima. Dunque allora si deve ritenere: che la metamorfosi salina vien determinata dalla corrente elettrica, secondo la natura dell'elettrolisi variamente, o a seconda dell'energia dello scuotimento elettrico. E così dev'essere, e non altrimenti, perchè l'azione chimica essendo un fenomeno meccanico degli atomi, la stessa spinta produrrà diverso effetto sopra masse di natura diversa, e spinte più o meno energiche debbono produrre fenomeni diversi sullo stesso corpo che le patisce. Quindi in ogni fenomeno di elettrolisi, non vi è nulla da prevedere *a priori*, perocchè la decomposizione di un sale è funzione della intensità della corrente e della natura e concentrazione del soluto: laonde l'elettro-chimica è un effetto complesso, e non permette di prevedere *a priori*, ma consiglia studiare la relazione fra gli elementi che compongono questo o quel corpo.

Nulla ostante ciò, l'applicazione della decomposizione elettrolitica per ottenere l'isolamento dei metalli in uno stato di purezza, di aderenza perfetta e di splendore sommo, ha dato luogo alla elettro-doratura ed innargentatura, non che alla metallo-plastica, che formano oggidì tre specie di arti, od un'arte a triplice scopo, da cui la società ha tratto i più grandi risultamenti.

Noi dunque possiamo calcolare il modo, siccome un sale può essere inficiato da una corrente elettrica e notarlo nella storia delle sue metamorfosi, possiamo servirci della decomposizione che isola il radicale metallico, e dar forma a questo facendolo precipitare sopra un conduttore qualunque, reso atto al trasporto dell'e-

lettricità: e possiamo valutare dall'azione decomponente di una pila, l'equivalente d'idrogeno dell'acqua e del metallo che le corrisponde con una esattezza grande. La Galvanoplastica e l'elettro-indoratura, sono glorie italiane, che ricordano *Volta* e *Galvani* nel 1790 e la scoperta della Pila; non che *Brugnatelli* verso il 1800 che tentò l'indoratura. Oggi siffatte applicazioni, sono giunte ad un punto tale che meritamente costituiscono importanti rami d'industria della scienza nostra, i cui particolari vanno con certo criterio studiati.

Quanto all'azione di una corrente energica, che rende l'elettricità massa di calore e di luce, noi non abbiamo altro a ricordare che i fenomeni di trasporto e di combustione dei metalli contenuti in un sale: o dei sali stessi. E ricordando altresì, che i corpi per combinarsi svolgono un moto elettrico più o meno energico, diciamo che ogni metamorfosi di decomposizione, suppone doversi produrre con un moto d'inversa direzione, ma con la stessa energia per gli effetti istantanei, o per gli effetti continui con ritmo, o celerità diversa nell'unità di tempo. Empiricamente poi, si sogliono aver presenti le nozioni qui segnate, che possono valere di norma generale a coloro che si vogliono occupare dell'elettrolisi variata dei sali.

a) — Ogni corrente elettrica decompone i sali binarii, ternarii, ec. comprendendo in questi gli ossidi, i cloruri, i solfuri ec., purchè si trovino queste sostanze o liquide, o liquefatte per fusione o per soluzione.

b) — La decomposizione elettrolitica si fa costantemente portando il metallo al polo *negativo*, l'ossigeno ed il corpo acido, od acidificante al *positivo*; e tutte le volte che si vede una scomposizione diversa di ritmo, ciò tiene ai fenomeni secondarii di cui è capace l'ossido od il metallo con l'acqua e col liquido solvente. *Pouillet* ha ottenuto l'amalgama di potassio dal solfato, facendo sì che il potassio appena si rende libero, non incontri nè acqua, nè liquore idrogenato.

Buff, *Mathiessen*, *Whoeler*, hanno isolato l'*alluminio*, il *litio*, lo *strontio*, il *bario*, il *silicio* dai loro composti, preparando i cloruri, o i fluoruri fusibili, e facendo gli elettrodi agire in presenza del sodio o di altro radicale combinabile col metallo, o atto a sostituirsi nell'elettrolisi termica: mentre *Bunsen* prima avea isolato il *magnesio*, il *cromo* e molti metalli terrosi.

c) — Qualunque corrente elettrica che attraversa elettrolisi diverse, la stessa *elettricità* produce sempre la medesima quantità di metallo libero, talchè corre una relazione strettissima fra la forza decomponente, e l'equivalente effetto di decomposizione: e questa quantità di energia fisica, è quella stessa che si sprigiona nell'atto della chimica combinazione degli elementi. In altri termini

l'elettricità che si svolge nella produzione di 18 parti di acqua, combinando 2 d'idrogeno e 16 di ossigeno; scompone in una elettrolisi 18 di acqua, dando 2 d'idrogeno e 16 di ossigeno. Questa legge di *Faraday* è stata constatata da numerose ricerche del nostro italiano *Matteucci*, dal *Loret*, dal *Buff* e molti altri. Ma *Daniell*, mise fuori dubbio per essa l'unico modo di agire della corrente nei soluti dei sali alcalini, dei sali metallici, degli ossidi e dei solfuri ec.

Agenti ponderabili sopra i sali.

Azione del cloro. — Il cloro opera sulle soluzioni di certi sali come un ossidante indiretto; imperocchè agendo sull'acqua delle soluzioni, l'idrogeno di questa forma acido idroclorico col cloro, e l'ossigeno posto in libertà, ed allo stato nascente (come dicesi in Chimica), attacca l'ossido basico e soventi volte lo fa passare in uno stato novello di ossidazione. I sali di protossido di ferro e di manganese, diventano sali di sesquiossido Fe^2O^3 ; Mn^2O^3 : e siccome la capacità di saturazione dell'acido resta abbassata così per es. $\text{NO}^5, \text{FeO}, \text{Aq} + \text{Ch}^2 = \text{NO}^5, \text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{H}^2\text{Ch}^2$ che si trasforma in un secondo tempo per l'influenza di H^2Ch^2 in $\text{NO}^5, \frac{2}{3}\text{Fe}^2\text{O}^3$ basico $\frac{1}{3}\text{Fe}^2\text{Ch}^3$. In altri termini agendo il cloro sul nitrato di ferro, Ch^2 sopra $3(\text{FeO}, \text{NO}^5)$ dà $\text{Fe}^2\text{O}^3, 3\text{NO}^5 + \text{Ch}^2 \frac{2}{3}\text{Fe} + \text{Ch}^2 \frac{1}{3}$ cioè, nitrato di sesquiossido di ferro, percloruro di ferro, ed un poco di cloro libero.

I sali di sottossido di rame Cu^2O passano a sali di protossido, come quelli di Pb^2O e di mercurio Hg^2O ; i protosali di stagno in sali di acido stannico ecc. In generale dunque, il cloro arrivando nelle soluzioni metalliche, mette l'ossigeno indirettamente nello stato libero, che si combina all'ossido metallico: così *Fremy* facendo arrivare il cloro, in un guazzetto di potassa o soda caustica con ossido di ferro idrato, ha ottenuto l'acido ferrico coll'ossigeno che si è reso libero per l'azione del cloro sul protossido di potassio: così *Baerzwill* ha prodotto l'acido perchromico azzurro, saturando di cloro l'acido cromatico nello spirito di vino; e così possono ottenersi altri ossidi superiori. Allo stesso modo, ma con energia decrescente operano il Bromo, il Jodo, il Fluoro, il Cianogeno $\text{Cy} = (\text{C}^2\text{N})^2$.

Azione dell'ossigeno. — L'ossigeno gassoso, o l'aria atmosferica operano con difficoltà sui sali, ad eccezione di quelli di ferro che si ossidano e danno sali misti ferroso-ferrici di *Berzelius*. Ma l'ossigeno condensato dalla spugna di platino opera sopra molte soluzioni saline; e l'ossigeno secco sopra molti ossidi semplici, allorchè sono riscaldati. Il protossido di bario Ba^2O^2 assorbe O^2 dando Ba^2O^4 , quando però si riscalda al rosso e si fa passare su

di esso una corrente di aria atmosferica. E poichè il bi-ossido di bario al rosso-vivo, o chiaro, si disfa in $O^2 + Ba^2O^2$, così *Boussincault* ha consigliato, per mezzo di una certa quantità di barite riscaldata a rosso, di assorbire l'ossigeno dell'aria, e con un riscaldamento superiore, aver l'ossigeno dal biossido. Talchè alternandosi l'operazione si potrà ottenere una quantità di ossigeno puro dall'aria; ed il costo sarebbe la semplice spesa del combustibile necessario ai due riscaldamenti.

Analogo metodo ha servito al *H. Deville* per ottenere l'ossigeno a mercato prezzo, decomponendo l'acido solforico Su^2O^6, H^2O^2 in acqua, ossigeno, ed acido solforoso $Su^2O^4, H^2O^2 + O^2$ col solo riscaldare al rosso-bianco, in istorta di porcellana ripiena di frammenti anche di porcellana, un filetto d'acido solforico a 66°. E qui egli dimostra come il calore di 100 gradi e l'umido, combina Su^2O^4 con $O^2 + H^2O^2$; mentre il calore più energico ed i corpi porosi disfanno questa combinazione.

Azione dei metalli. — I metalli non hanno azione alcuna sulle soluzioni dei metalli monatomici e biatomici, compresi nella prima e seconda sezione di *Thenard*; non che sopra i sali di manganese, zinco, ferro, cromo, nichel, cobalto, glucina, allumina, torina. Al contrario sono precipitati dai metalli i sali di Sn, Sb, Bi, Pb, Cu^2 , Cu, se questi metalli sono il ferro e lo zinco. I nitrati di mercurio precipitano non solo collo zinco e col ferro, ma con tutti i precedenti. Precipitano dalle loro soluzioni a contatto dello zinco, cadmio, nichel, cobalto i sali di Ag, Pd, Ro, Pt, Au, Ir; non che di sali dei metalli Cu, Pb, Bi, Sb, Sn.

Il piombo metallico precipita e riduce il rame dagli acetati, come anche l'alluminio: ed è soggetto da studiarsi l'azione dell'alluminio e del magnesio sulle varie soluzioni saline dei metalli nobili principalmente.

Come condizioni di queste precipitazioni, le quali possono avere una grande importanza tecnologica, bisogna aver riguardo:

1°. Che il metallo precipitante possa avere la stessa capacità di saturazione per l'ossigeno e gli altri componenti del sale;

2°. Che il sale formato col metallo precipitante sia capace di restare solubile nella soluzione;

3°. Che la soluzione del sale a precipitarsi sia in soluzione discretamente diluita, ed a temperatura conveniente; perocchè sovente nelle soluzioni concentrate o fredde, certe riduzioni non avvengono. Così se una soluzione di acetato di piombo contenga acetato di rame, essa può depurarsi facendola bollire con laminette sottili di piombo; poichè porzione di esso si scioglie, e precipita il rame metallico; ma se la soluzione di acetato è molto concentrata, il rame non si deposita; nè il piombo spiega azione veruna, se si opera a freddo.

A rigore se si volesse indagar la ragione di queste metamorfosi di sostituzione, non si hanno argomenti così espliciti da esser convincenti.

I fisici, come *Berzelius* e *Becquerell* hanno ammesso una certa relazione, o tensione elettrica, che si sviluppa o determina al contatto del metallo e della soluzione; ed a cui non è estranea l'azione di presenza dell'acido; ma sono queste apprezzazioni possibili, sono criterii di analogia e non altro.

Azione degli acidi sui sali. — Dalla Statica chimica del *Berthollet*, si possono ricavare varie leggi empiriche, o traduzioni di fatto, onde servir di guida per prevedere i fenomeni possibili di metamorfosi nel gran numero dei casi. E questa interpretazione, per lo più ipotetica o immaginaria si è tenuta come teoria del processo chimico dai sostenitori delle affinità elettive. È un fatto, per esempio il più generale, che

a — *Sempre quando un acido è più stabile e non volatile dell'acido di un sale con cui è posto a contatto, il sale vien decomposto da quest'acido e l'altro viene scacciato e reso libero.* Nel qual fenomeno bisogna sempre mirare alle circostanze, o condizioni speciali in cui si opera. I carbonati sono decomposti da tutti gli acidi liquidi, perchè nessun acido è tanto volatile quanto l'anidride carbonica.

I nitrati, gli acetati, sono decomposti dall'acido solforico, perchè quest'acido è men volatile di quelli. Talchè messi in un apparecchio a distillazione un acetato od un nitrato, con un eccesso di acido solforico, e riscaldato convenevolmente, distillano gli acidi acetico e nitrico con facilità.

I cloruri, bromuri, fluoruri, cianuri nelle medesime condizioni danno acidi cloridrico, bromidrico, cianidrico. Non è lo stesso per i joduri, avvegnachè al calore che volatilizzerebbe l'acido jodidrico, esso si scompone in $Jo + H$. S'intende che questi casi han mestieri di una serie di osservazioni particolari, che sono la pratica dei processi industriali; ma in tesi generale queste nozioni sono di grande ajuto pel giovine che lavora.

b — *Un acido decompone un sale, quando esso può formare con la base del sale, nelle condizioni dell'esperienza un altro sale più insolubile del precedente.*

L'acido solforico forma un sale insolubilissimo con la barite (Ba^2O^2): ma gradatamente meno con la strontiana e la calce.

Un cloruro decompone qualunque sale di argento, formando cloruro di argento ($AgCh$) insolubile affatto nell'acqua e negli acidi.

Or applicando queste due nozioni, noi ricaviamo due processi generalissimi per avere un acido libero e puro. In effetti *preparando un sale di barite con l'acido che si vuole ottenere, solvendolo in un mestruo opportuno, e stillandovi goccia a goccia l'acido*

solforico, la base viene eliminata in forma di solfato, e l'acido resta libero e schietto. Quando più nulla precipita l'operazione è finita, e la soluzione conterrà l'acido primitivo libero, che tutt'al più conterrà qualche stilla d'acido solforico, che si correggerà con un altro poco di sale stesso di barite.

Se invece si sarà preparato il sale di argento del nuovo acido, allora stillando goccia a goccia l'acido idroclorico puro fino a non aver più precipitato, il cloruro di argento si pone da parte, e ciò che rimane sarà l'acido puro, che si richiede.

Inversamente, se l'acido che si cerca è insolubile, e si ha di esso un sale solubile; questo decomposto con un acido che forma sale solubile con la sua base, permetterà un'utile metamorfosi, ben valutate le condizioni dell'esperienza.

Il borato di soda del Commercio può decomorsi per estrarne l'acido borico, solvendolo in molt'acqua bollente e versandovi a riprese l'equivalente di acido solforico od idroclorico. Col riposo ed il raffreddamento l'acido borico cristallizza, ed il solfato o cloruro di sodio resta nell'acqua della soluzione.

Dei silicati, sono solubilissimi quelli alcalini molto basici: or è chiaro che volendo l'acido silicico gelatinoso e puro, si dee decomporre a freddo un silicato alcalino con l'acido acetico, nitrico o solforico, i cui sali di potassa o soda sono solubilissimi: l'acido allora precipita in forma di gelatina insolubile.

Al contrario impiegando l'acido silicico e l'acido borico ad alta temperatura, si possono scomporre tutti gli altri sali; perchè gli acidi tutti in tali circostanze sono volatili, o decomponibili volatilizzandosi. Perciò il vetro comune si ottiene con la silice, la calce, e la soda; essendo il vetro un silicato misto di calce e di soda. Ma invece di queste basi si possono adoperare dei sali di esse che hanno un valore minimo, e lo stesso effetto si consegue. Onde adoperando silice, carbonato di calce, e solfato di soda, si ottiene benanche vetro: ma sapendosi di adoperar meno combustibile, se si scompone l'acido solforico del solfato; o si vuole renderlo innocuo, si aggiunge a questo miscuglio del carbone in eccesso ben polverato, il quale scompone l'acido solforico in acido solforoso ed acido carbonico, e rende più facile e più pronta la formazione del vetro.

Da queste nozioni generali era facile dedurre che le medesime considerazioni portando sulle basi dei sali, doveano scaturire altre norme sicure per le reazioni industriali. In effetti è da notare:

Ogni sale a base volatile, si può trasformarlo in un sale a base fissa, riscaldando con questa in proporzione equivalente il sale da scomporsi. Nel qual caso, se c'interessa la base, l'operazione si fa come una distillazione, e la base volatile si può avere fluida, liquida o sublimata: mentre il nuovo sale resta come fis-

so, e nella soluzione e cristallizzazione di questo residuo, si ottiene e prepara.

Tutti i sali ammoniacali posti con un ossido metallico e riscaldati, danno il gas ammoniaco, che sciogliesi nell' acqua pura e la satura di esso, preparando l'ammoniaca liquida: il residuo poi del matraccio o della storta, sciolto nell' acqua, nell' alcool ec., e fatto cristallizzare darà il sale della nuova base, con l'acido del composto ammoniacale.

Gli alcaloidi liquidi in Chimica organica, si ottengono puri decomponendo i loro solfati, o cloruri con la calce o la barite in apparecchi distillatorii.

Un sale è decomposto da una base, quando questa può formare un sale insolubile con l'acido del sale, o facilmente cristallizzabile.

Il cremore di tartaro è decomposto dalla calce parzialmente, quando si tratta con questa, una soluzione bollente del sale. Perocchè il bitartrato di potassa, si scompone in tartrato di calce insolubile e tartrato di potassa neutro solubile.

Molti sali di base minerale ed acidi organici, fatti bollire con ossido di piombo, di calce o di barite formano dei sali cristallizzabili con queste basi: ottenuto questi sali è facile per mezzo dell'acido solforico eliminare la calce, la barite od il piombo come solfato insolubile, ed avere l'acido organico puro. E pel piombo, l'argento ed il rame si può fare agire anche l'idrogeno solforato, il quale precipita il metallo come solfuro e dà l'acido come sale d'idrogeno in soluzione.

Un sale, la cui base è insolubile nelle circostanze dell'operazione, può esser decomposto da un'altra base solubile che forma composto solubile con l'acido del sale.

Un sale di argento, di piombo, di stagno, di mercurio, di ferro, può esser decomposto dall'ammoniaca, dalla potassa, dalla soda ec., eliminandosi gli ossidi, o gl'idrati come insolubili nell'acqua o nei solventi in cui si opera.

Molti alcaloidi fissi organici, combinati ad acidi organici posti in ebollizione, od in contatto con l'ossido di bario, di piombo, con la potassa, la soda, l'ammoniaca, l'acido organico si combina con quelle basi formando sali solubili, e gli alcaloidi quasi sempre insolubili, si ottengono in forma di precipitati.

L'azione di un sale sopra un altro sale — si riassume ad una inversione degli acidi per le basi, nel qual fenomeno si possono meglio separare i sali novelli, o per solubilità, o per volatilità, o per diversa facilità di cristallizzazione. Questo fenomeno, conosciuto col vocabolo di doppia sostituzione, o sostituzione salina, o *funzione salina* è un mezzo attivissimo per produrre composti industriali in modo più o meno facili.

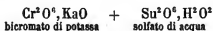
Quindi vi ha sempre doppia decomposizione:

1°. Quando due sali posti a contatto possono produrre un sale volatile. Così carbonato di calce e solfato di ammoniaca, danno carbonato di ammoniaca, e solfato di calce. — Solfato di mercurio e sal marino al fuoco rosso danno, cloruro di mercurio e solfato di soda anidro.

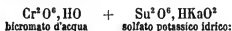
2°. Quando due sali venuti a contatto possono formare un sale insolubile nelle condizioni in cui si opera, o più facilmente cristallizzabile. La maggior parte dei sali insolubili a base metallica si producono per l'azione simultanea di due altri sali solubili. Una soluzione di solfato di calce, mischiata con un'altra di carbonato di ammoniaca, dà solfato di ammoniaca e carbonato di calce. Il solfato di zinco ed il carbonato di soda danno solfato di soda e carbonato di zinco ec.

Or tutti questi giuochi di combinazioni e decomposizioni, possono ricevere un criterio unico per esser regolati, intesi e previsti.

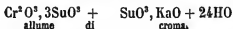
Il giovane Chimico allorchè mette due sali, un acido ed un sale, una base ed un sale a contatto, a caldo od a freddo dee saper valutare gli elementi di questi corpi e considerarli come se fossero liberi: (perocchè egli nel fatto pone composti analoghi) ma calcolando le condizioni in cui opera, dovrà sapere se si formano composti volatili, o composti insolubili, perchè questi allora sono i primi ad eliminarsi dal contatto, lasciando gli altri aggruppati come possono meglio nelle medesime condizioni. Con questa sola norma egli sarà nel caso di prevedere e conoscere l'esito di una metamorfosi. Così in effetti ponendo due soluzioni a contatto, di



noterà: se le soluzioni sono diluite di molto non otterrà nulla: se non molto concentrate, otterrà



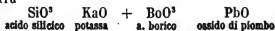
Se poi egli agisce nell'alcool acquoso otterrà, ossigeno svolto, e



Se la metamorfosi si esegue a secco ed a temperatura rossa, otterrà

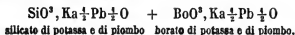


Eguale operando, con soluti di silicato alcalino e borato di piombo, produrrà

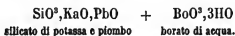




ma operando a fuoco forte si otterrà



E sotto l'influenza di un calor di fusione ed una corrente di vapore acquoso, lo stesso miscuglio darà silicato basico di potassa e piombo, e borato di acqua che si elimina in lamelle cristalline.



Osservazioni interessanti.

Una cognizione creduta indispensabile dai Chimici sostenitori delle forze di *affinità elettive* si è quella che essi annunziano dicendo: che tutte le volte in cui due sali neutri solubili, possono reagire per doppia scomposizione dando sali egualmente solubili, da due sali ne sortono quattro, perchè gli acidi e le basi si partiscono in ordine alle loro reciproche affinità, e ciascun acido forma sali con le due basi. E citano per esempio il caso dell'acetato di ferro col solfato di soda, i quali producono acetato di soda ed acetato di ferro, solfato di soda e solfato di ferro, e tutti restano solubili; quantunque il colorito rossastro che acquista il miscuglio, mentre i due primi liquidi erano pagliuolini, certifica questa produzione. Ed il nostro *Malaguti* ha mostrato la realtà di questa partizion di sostanze ed in molti casi ne ha dimostrato la quantità proporzionale a ciascuna. Ma quando si pongono in riscontro le reazioni singolari indicate dal *Dulong* nei sali solubili che agiscono su sali insolubili; il trasporto pare derivasse delle basi che agiscono su certi dati generi salini secondo *Persoz* *; mentre *Margherite* dimostra non avvenire le reazioni assolutamente

* Secondo un lavoro importante del *Persoz* risulta l'ordine di scomposizione degli ossidi nei sali diverso a seconda degli acidi.

In ordine ad un nitrato, il precedente ossido precipita i seguenti: ossia

Ossido di magnesio	Ossido di rame
» di argento	» di alluminio
» di cobalto	» di cromo
» di zinco	» di mercurioso
» di manganese	» di mercurio
» di piombo	» di ferrico.

te in proporzioni costanti secondo gli equivalenti semplici dei corpi che entrano in reazione; e quando si studiano le influenze delle forze cristallogeniche, secondo i lavori importanti dello *Scacchi*, questo argomento si trova non tanto semplice, quanto si crede a prima giunta ed in molti casi bisogna approfondirlo.

E pare assolutamente che nei fenomeni di doppia reazione, la quantità del solvente, la sua ingerenza ad entrare in combinazione per costituire qualche composto cristallizzabile a preferenza di un sale anidro; l'influenza della temperatura e pressione ambiente, la quantità di uno degli acidi o della base, che può formare sali più o meno cristallizzabili col medesimo acido in proporzioni diverse, sieno delle considerazioni che soventi valgono a produrre un effetto utile o dannoso nelle reazioni. Le quali condizioni, a rigore sono da valutarsi e bene, nei casi speciali per ottenere effetti che giungono ad assumere caratteri opposti alle reazioni o metamorfosi ordinarie. E valga un esempio per certificare i giovani della importanza di queste osservazioni, su di cui è inutile stordirsi ad imparare leggi, che ad ogni caso particolare possono incontrare opposizioni.

Due soluzioni concentrate di carbonato di potassa puro e di nitrato di soda (sature cioè) a freddo si decompongono e lasciano precipitare una metà circa di nitrato di potassa puro ben cristallizzato; mentre se le soluzioni sono diluite, non si avvera decomposizione. La reazione però si arresta al 50 p. % delle sostanze impiegate, perchè pare che l'acqua separatamente adoperata, non sia capace che di tenere in equilibrio $\frac{1}{2}$ equivalente di carbonato di soda e $\frac{1}{2}$ di nitrato di potassa. Or concentrando il liquido a metà, si dovrebbe ottenere un altro 25 per % (un quarto di equivalente) di nitrato di potassa. Nulla di tutto ciò, si ottiene un 15 o 16 per % di nitro con molto carbonato di soda: e se si è oltrepassato il limite della metà di solvente, si ottiene 30 a 40 p. % di carbonato di soda cristallizzato con poco nitro. Facciamo la reazione a caldo. Un equivalente sciolto a saturazione di carbonato di

ogni ossido decompone o elimina tutti gli ossidi che lo seguono, e non è eliminato da quelli che lo precedono. Ma non è lo stesso quando è l'acido idroclorico od il cloro l'elemento salificante; perocchè allora la precedente serie si muta in

Ossido di magnesia	Ossido di rame
» di cobalto	» di stagno (base)
» di mercurico	» di cromo
» di zinco	» di ferrico
» di manganese	» di stagno (SnO^2).
» di ferroso	

potassa puro, posto a contatto con un equivalente di nitrato di soda anche bollente genera un precipitato abbondante di un carbonato di soda anidro, che è insolubile nella soluzione di nitrato di potassa. E quello giunge a rappresentare fino a $\frac{2}{3}$ dell'equivalente adoperato. Intanto la soluzione di nitro posta a cristallizzazione fornisce dei cristalli di nitro purissimo, se la cristallizzazione si ottiene in luogo caldo da 15° a 12° . Tale, che ove si abbassi per accaso la temperatura a 7° od 8° immediatamente cristallizza nitro, carbonato idrato di soda, e nitrato carbonato di soda in forma di nitro. Prendete ora le acque madri, dopo la regolare cristallizzazione del nitro tolto, e queste vi danno carbonato idrato di soda, se la temperatura dell'ambiente si mantiene al di sotto di 10 : se invece l'ambiente sale di 5° o 6° gradi, avrete mischiato in confusione cristalli di nitro, di carbonato di soda, e qualche volta nitrato di soda, restando nell'acqua madre del carbonato di potassa con la soda. Questo fatto, studiato in grande in una fabbricazione industriale di nitro, ci ha fatto fare delle osservazioni interessanti, e con le quali abbiamo potuto regolare quella fabbricazione, e renderla profittevole per preparare il nitro ed un carbonato di soda utilizzabile nell'arte vetraria.

Ma di queste reazioni anomale se ne potrebbero ricordare moltissime, e tutto dimostrerebbero lo stesso assunto, cioè che nelle reazioni è meglio supporre un equilibrio indeterminato fra tutti i corpi semplici componenti, il quale si determina a seconda si produce una condizione diversa e si fa nascere un corpo più o meno volatile, più o meno insolubile, più facile o più difficile a prender forma cristallina, combinandosi con varia proporzione di acqua.

Fuori di queste nozioni generali desunte dall'esperienza ogni norma è immaginaria e non risponderà mai con risultamenti utili al giovine investigatore.

Noi con l'esperienza di trenta anni circa raccomandiamo caldamente tali principii, persuasi essendo che questi e l'esercizio di ben adoperarli sono il vero faro del porto, nello sterminato mare delle metamorfosi chimiche e loro apprezzamenti.

COGNIZIONI SPECIALI SUI PRINCIPALI METALLI E LORO COMPOSTI

Composti di potassio.

Una vasta estensione della terra è formata di *rocce granitiche*: il granito contiene del *feldspato* e della *mica*, e queste due specie di minerali sono silicati diversi contenenti *potassa*. Le rocce indicate sono dal tempo disgregate e costituiscono il *suolo coltivabile*, il quale è spossato dall'attività organica delle piante, onde vari sali di potassa circolano nei loro umori, e poi passano negli animali, per lo che le ceneri vegetali contengono *carbonato*, *solfato*, *fosfato*, e *cloruri* di potassio; talune escrezioni animali e le ceneri delle loro parti sono ricche in fosfati. Talchè ricchissima è la terra di potassa, ma essa è sparsa in vasta estensione e le piante e gli animali ne sono mezzi collettori.

L'acquisto delle ceneri di piante, il trattamento di queste con l'acqua, il disseccamento della parte più buona, con la evaporazione e la calcinazione, costituisce un'industria speciale, che in America, in Russia, in Toscana, presso noi, ed in tutti i luoghi ove si brucia legname, è degna di nota. La potassa grezza è in gran parte *carbonato di potassa*, e le più buone contengono 60 per $\frac{1}{100}$, le mediocri 50, le deboli 20 a 25 per $\frac{1}{100}$ di potassa pura. Il bisogno di varie industrie utilizza queste potasse, e le commercio titolandone la ricchezza in potassa Ka^2O^2 ; ma il Chimico si rivolge ad una sorgente più pura: alle ceneri dei *Varech*, che traggonsi da questi fuchi marini abbondanti sulle coste d'Irlanda e dalle sponde dell'Oceano, le quali contengono cloruro di potassio, joduro, e salmarino.

Fra le piante che assimilano miglior quantità di potassa vi è la vigna: le uve ne contengono combinata ad un acido organico l'acido tartarico; ed il cremore di tartaro ($C^4H^2KaO^{12}$) si raccoglie dal succo delle uve trasformato in vino, e spogliatosi del tartaro col riposo almeno di un anno.

Dal *cremor di tartaro grezzo*, si passa al raffinato con successive soluzioni e cristallizzazioni, e da questo sale puro possiamo procurarci un materiale che può servire tanto alla estrazione del potassio, quanto alla preparazione dell'idrato di potassa, e quindi a tutti i sali puri di quest'ossido alcalino.

Potassio. — Ciò che si ottiene dalla carbonizzazione del cremore di tartaro, misto a nerofumo, è ridotto in un cilindro di ferro battuto coperto di luto argilloso; il vapore è condensato in una specie di recipiente rettangolare in ferro: esso costituisce il metallo che si raccoglie nel *petrolio puro*, composto privo di ossigeno.

La storia dell'isolamento di questo metallo dal suo carbonato, od idrato segna un'epoca classica per la Scienza, perchè dimostra che gli alcali, le terre alcaline, e le terre erano composti metallici di ossigeno e di acqua: e fornisce due metalli segnatamente, *Potassio* e *Sodio*, la cui energia a combinarsi con l'ossigeno, li fa stimare i più grandi riduttori che il Chimico si abbia.

Carbonato di potassa $\text{C}^2\text{O}^4, \text{Ka}^2\text{O}^2$ — Il cremore di tartaro calcinato se si lessivia in vasi di ferro, ed il soluto si dissecca e solidifica dà del carbonato di potassa puro. Questo corpo bianco, amorfo, è deliquescente all'aria libera, solubile nell'acqua, inverte lo sciroppo di viole, ha sapore caustico urinoso, si combina coi corpi grassi e dà i saponi molli: questo corpo neutralizzato con qualunque degli acidi studiati, fornisce sali ben caratterizzati.

Bicarbonato di potassa $\text{C}^2\text{O}^4, \text{KaHO}^2$ — Se in una soluzione di carbonato potassico concentrato si fa passare una corrente di gas anidride carbonica, si forma il bicarbonato, che cristallizza in piccoli prismi romboidali precipitandosi; essendo poco solubile. È bianco, fa efflorescenza cogli acidi, bollito in soluzione perde parte dell'anidride, e si trasforma in sesquicarbonato. L'acqua ne scioglie 23 per $\frac{1}{100}$ a 10; e 27 circa a 20 gradi centesimali.

Questi composti presentano i caratteri generali dei sali di potassa; cioè *Non sono precipitati dagli alcali e carbonati alcalini: in soluzione, misti ad un eccesso di acido tartarico, e agitati, precipitano un bitartrato in cristallini bianchi: l'acido perclorico precipita un perclorato: l'acido idrofluosilicico dà un idrofluosilicato: il bicloruro di platino dà un precipitato giallo, solubile in un eccesso di acqua bollente, fusibile al color rosso, e riduttibile al rosso intenso.*

Potassa caustica KaHO^2 — Fatta soluzione e filtrata limpida, lessiviando il cremore di tartaro usto, o carbonizzato in vase di ferro, si fa bollire con calce caustica fino a che la calce non precipita più un poco di quella soluzione. Il soluto si cola rapidamente a chiaro, ed in una coppa di argento si porta a secchezza: a tal punto vi si aggiunge una piccola quantità di nitro, e poi si fonde il tutto: il materiale fuso raffreddato sopra una placca di argento, si spezza in pezzetti; ovvero si tira nella forma di pietra infernale in piccoli bastoncelli, e si conosce coi nomi di *potassa caustica alla calce*, di *pietra da cauterio*, *potassa-pura* $\text{KaHO}^2, 4\text{HO} = \text{KaO}5\text{HO}$.

Però per i bisogni del Laboratorio occorre una potassa caustica più pura: allora in un alcool quasi anidro, si sceglie della potassa alla calce a saturazione, e si cola in un cilindro, o provetta lunga. Dopo qualche tempo di riposo, il soluto si vede diviso in due strati variamente densi, la parte più leggiera si decanta in storte di argento, si estrae l'alcool, e la massa solida fusa si cola sopra lamina di argento, si raffredda e si conserva rapidamente in

vasi chiusi. La parte inferiore del soluto contiene delle tracce di sali estranei di potassa e di calce, anche questa si distilla per ottenere l'alcool, ed il residuo si adopera a preparare qualche sale di potassa meno puro.

La potassa all'alcool, è bianca, fusa, semitrasparente, e solubile interamente nell'alcool anidro.

Se si è ottenuto un soluto di carbonato di potassa puro, dal buon cremore di tartaro calcinato: soluto piuttosto diluito, e si diguazza in esso della calce caustica pura; dopo 24 ore di riposo ed agitazione, si ha un soluto di potassa caustica, buona per gli usi di laboratorio. Questo mezzo lo consiglia *Liebig*, e lo praticava nel suo Laboratorio di *Chimica organica*.

Wöhler consiglia pure di riscaldare in un crogiuolo di rame al rosso nascente una parte di nitro purissimo con tre di tornitura di rame. Dopo la deflagrazione si ha una massa fusa, che raffreddata e sciolta con acqua pura, dà una soluzione di potassa caustica e priva di rame e di nitrato. Questi due metodi producono eccellenti prodotti, e noi ne assicuriamo la qualità, avendone sperimentato il merito.

Finalmente dal soluto di carbonato potassico, fatto bollire con un eccesso di fiori di zolfo, si passa ad ottenere un bisolfuro di potassio Ka^2Su^4 , dal quale si può passare a tutti gli altri solfuri; e si può preparare per mezzo dell'acido acetico, l'acetato di potassa (terrafoliata delle Farmacie) e del magistero di zolfo (zolfo precipitato): processo utile ed economico per preparatorii di prodotti farmaceutici.

I sali di potassa sono moltissimi, ma i composti più comuni si riducono: a

Ka^2O^2 protossido di potassio	Ka^2Su^2 monosolfuro
$KaHO^2$ idrato puro	$KaHSu^2$ idrosolfato di solfuro
$KaHO^2, 4HO$ potassa alla calce	Ka^2Su^4 } 6, 8, 10, 14 polisolfuri
Ka^2Ch^2 cloruro	Ka^2Su^4 }
Ka^2Br^2 bromuro	Ka^2O^2, Su^2O^6 solfato neutro
Ka^2Jo^2 Ioduro	$KaHO^2, Su^2O^6$ bisolfato
Ka^2Fl^2 fluoruro	Ka^2O^2, C^2O^4 carbonato neutro
KaO, NO^2 nitrato	Ka^2O^2, C^4O^8 bicarbonato
KaO, ChO^5 clorato	Ka^2O^2, Si^2O^6 silicato solubile.

Cloruro di potassio Ka^2Ch^2 — Il cloruro di potassio esiste nei succhi e quindi nelle ceneri di molti vegetali.

È cristallizzato in cubi o in prismi rettangolari, di sapore amaro e salato, fusibile, volatile, e solubile nell'acqua; la sua solubilità cresce in proporzione del calore che si somministra al soluto. Sciolto nell' acqua produce un abbassamento di temperatura inferiore a quello che nelle stesse condizioni produrrebbe il sal marino. Si combina con l'acido solforico anidro e col tricloruro di jodo.

Si prepara facendo passare una corrente di cloro sull' idrato di potassa solido, o decomponendo il carbonato di potassa con l'acido idroclorico. È ancora un prodotto secondario delle raffinerie di nitro e delle saponerie. Finalmente si potrebbe estrarre dalle ceneri dei *vareck* che ne contengono fino a 30 per %.

Joduro di potassio Ka^2Jo^2 — **Ioduro di potassa.** È un corpo cristallizzato in cubi, bianco, di sapore disagiata, fusibile, volatile, solubile nell' acqua e deliquescente. Sciogliendosi nell' acqua, produce abbassamento di temperatura. Il cloro lo decompone mettendo in libertà una porzione di jodo. Allorché è fuso spande fumi densi, e raffreddandosi si rappiglia in una massa cristallina iridata, avente sensibile reazione alcalina.

Si ottiene, disciogliendo il jodo nella potassa, e calcinando al rosso il residuo della evaporazione, poi con nuova soluzione si fa rassodare in cristalli.

Serve in medicina come antisicrofoso ed è usato nella fotografia.

Nitrato di potassa NO^3, Ka — **Nitro; sal nitro.** È diffuso nei suoli umidi e caldi in gran copia; nell'Egitto, nelle Indie, in America e nelle Spagne mostrasi alla superficie del suolo sotto forma di fioriture e fa parte dei succhi di talune piante, come della *parietaria officinalis*, della *nicotiana tabacum*, della *beta vulgaris*, dell'*helianthus annuus*, del *conium maculatum*, dell'*anchusa officinalis*, della *borrago officinalis*, ec.; e produce a mo' d' efflorescenza sulle pareti delle vecchie mura, e nei luoghi soggetti agli effluvi di sostanze azotate in putrefazione. Intorno alla produzione naturale di questo sale non tutti i chimici ammettono la medesima teoria; taluni pensano che si origini mercè la combinazione dell' ossigeno e dell'azoto dell'aria in presenza de' corpi porosi e delle basi alcaline; altri credono provenga dalla reazione che l'ossigeno dell'aria esercita sull'ammoniaca che si genera nella putrefazione delle sostanze animali (vedi pag. 33).

È bianco, inodoro, d'un sapore fresco piccante amaro, e d' una densità di 1,933. Cristallizza in lunghi prismi a sei facce terminati da piramidi esaedre e somiglianti a quelle dell'*arragonite*. Talvolta cristallizza in romboedri, che diversificano d'un grado solo da quelli dello spato calcare.

È sempre anidro, comunque i suoi cristalli contenessero per lo più una certa quantità d'acqua d'interposizione. Non si altera in contatto dell'aria: ma in presenza di forte umidità diviene deliquescente, se trovasi cosporcato di cloruro. Si scioglie nell'acqua e la sua solubilità in questo veicolo cresce notevolmente col calore: una soluzione satura alla temperatura della sua ebollizione, cioè a $115^{\circ},9$ contiene 335 parti di sale (*Lepage*). Sulla proprietà che ha il nitro di sciogliersi maggiormente dietro l'aumento di temperatura, poggia la sua purificazione, sbarazzandosi, per cristallizzazione dai sali che restano disciolti e che non cristallizzano nelle stesse condizioni del nitro. Si scioglie appena nell'alcool acquoso ed è insolubile nell'alcool anidro.

Riscaldato il nitro si fonde a 300° incirca; il prodotto della fusione è un liquido limpido scorrevole, che raffreddandosi si rappiglia in una massa bianca, compatta, nota col nome di *cristallo minerale* o *sal prunelle*. Nelle farmacie tal nome non suona sempre nitrato di potassa fuso, ma talora nitrato di potassa e solfato della stessa base; mescolanza che preparasi aggiungendo $\frac{1}{3}$ di solfo al nitro in fusione.

Ad un calore che oltrepassi quello della sua fusione, e proprio al rosso vivo, decomponesi parzialmente, lasciando sviluppare $\frac{1}{2}$ del suo ossigeno e rimanendo azotito di potassa, cio che fa vedere l'eguaglianza $\text{NO}^6, \text{Ka} = \text{NO}^4, \text{Ka} + \text{O}^2$.

Prolungando il riscaldamento insino al bianco, l'azotito istesso alla sua volta si decompone; tramanda gas azoto ed ossigeno e riducesi in un mescolglio di potassa anidra e di perossido di potassio.

Sotto l'azione calorifica, ed in contatto di corpi combustibili, il nitro opera come energico comburente per la quantità d'ossigene che contiene e per la facilità colla quale l'abbandona.

Gittato sopra i carboni candenti, siccome tutti i nitrati, deflagra, subendo le decomposizioni or ora menzionate.

Mescolato con carbone e riscaldato, o toccato con corpo rovente, si accende e brucia: il carbone ossidandosi a spese dell'ossigeno dell'acido nitrico, passa in acido carbonico che in parte disperdesi, in parte uniscesi alla potassa; l'azoto divenuto libero si dissipa. In conferina: $2(\text{NO}^6, \text{Ka}) + 5\text{C} = 2(\text{CO}^2, \text{Na}) + 2\text{N} + 3\text{CO}^2$.

Il solfo, il fosforo, l'antimonio, l'arsenico cc. si comportano analogamente, producendo viva combustione e dando luogo alla formazione del solfato, fosfato, antimoniato o arseniato di potassa. In ogni caso il corpo combustibile si acidifica a spese dell'ossigeno dell'acido nitrico; questo disossidato, si sviluppa in forma di vapori nitrosi, e la potassa si unisce al composto risultato dall'ossidazione del corpo combustibile.

Sotto l'influenza del calore il nitrato di potassa può esser de-

composto dagli acidi più stabili dell'acido nitrico. L'argilla istessa può servire a questa decomposizione; altravolta infatti ottenevasi l'acido nitrico dalla decomposizione del nitro mercè tale sostanza alluminosa.

Una miscela di nitro e di fosforo esplode per la percossa.

Mescolando 3 parti di nitro 2 di potassa, o di carbonato, ed 1 di zolfo si ha una polvere cognita col nome di *polvere detonante*, la quale riscaldata si fonde dapprima e poi esplode.

Il *fondente* di *Beaumé* risulta pure di 3 parti di nitro 1 di zolfo ed 1 di segatura di legno. La temperatura che producesi nell'atto della combustione di tal mescolglio è tanto considerevole da fondere i metalli, come il rame, l'argento: la fusione in tal caso non deriva per la sola temperatura, ma pel solfuro alcalino che si forma molto più fusibile del metallo istesso.

La *polvere da sparo* è composta di nitro, di solfo e di carbone. Le proporzioni tra queste tre sostanze variano a seconda dell'uso a cui si vuol far servire la polvere. Il principio su cui poggia l'applicazione di tal mescolglio alla proiezione di masse pesanti nelle armi a fuoco, alla costruzione delle mine per lo sfaldamento delle rocce, si è la rapida espansione dei gas che si generano nell'atto della combustione della polvere, i quali operano come forza considerevole; forza la quale è in rapporto non solo del volume dei gas che si producono, ma ancora in relazione della temperatura che essi acquistano e della rapidità con cui si formano*.

Il processo più generalmente tenuto per la fabbricazione del nitro consiste nel separarlo dagli altri sali coi quali è commisto nei così detti calcinacci, e nel trasformare i nitrati di calce e di magnesia che sono tra questi sali, in nitro, mercè una soluzione di carbonato di potassa, che forma carbonato di calce e di magnesia insolubili e nitrato di potassa solubile. La separazione de' carbonati si fa colla colatura, dopo si porta la soluzione fino al punto di poter cristallizzare, evaporandola in grandi caldaje: le acque madri raffreddandosi danno il nitro cristallizzato. Il nitro così ottenuto dicesi di *prima cotta* e non è puro poichè oltre ai cloruri, contiene ancora una sostanza estrattiva di origine organica che lo sporca.

Ridisciogliendolo nell'acqua a caldo, e facendolo cristallizzare, dopo aver chiarito il liquido con sangue di bue e tolta la schiuma che si forma, si ha un nitro più puro che dicesi di *seconda cotta*. Nonostante questa seconda cristallizzazione il nitro che ne risulta

* « I particolari intorno alla composizione, costruzione, ed analisi delle diverse specie di polvere da tiro, formeranno l'obbietto della Chimica applicata ».

non è ancora tanto puro per quanto richieggono taluni usi; per la fabbricazione della polvere da sparo è mestieri che si sottoponga ad una nuova cristallizzazione che dà il nitro di *terza cotta*: buono per gli usi medicinali senza raffinarlo ulteriormente.

In talune località studiando le condizioni in cui si produce il nitro naturale, si è cercato stabilire delle *nitriere artificiali*, ma queste non danno a buon conto de' risultati soddisfacenti. La costruzione di queste nitriere consiste nell'accumulare materie vegetali ed animali, sali alcalini e calcari e nel mantenerli esposti per lungo tempo all'aria umida e calda; specialmente ove convengono animali.

La trasformazione del nitrato di soda in nitrato di potassa somministra un terzo processo di preparazione del nitro. La decomposizione si opera col cloruro di potassio; il cloruro di sodio meno solubile si deposita il primo, ed il nitrato resta in soluzione (pag. 185).

Serve il nitro alla pirotecnia da guerra e da gioja, alla medicina, ed alle arti per differenti industrie, tra cui quella della preparazione dell'acido nitrico, e del solforico; quantunque il nitrato di soda si preferisca e si adoperi con vantaggio di prezzo.

Clorato di potassa ChO^6, Ka — È un sale bianco, cristallizzato in lamine esagonali, e qualche volta in piccoli aghi, poco solubile nell'acqua fredda, solubile nell'acqua bollente, e di sapore fresco disgustoso. Col calore si fonde in un liquido trasparente e scorrevole come acqua, e si sdoppia in perclorato di potassa e cloruro con sviluppo d'ossigeno. Infatti: $2(\text{ChO}^6, \text{Ka}) = \text{ChO}^8, \text{Ka} + \text{KaCh} + \text{O}^4$.

Il perclorato formatosi, ad una temperatura più elevata si decompone puranco in cloruro ed ossigeno, sicchè i prodotti finali della decomposizione sono ossigeno e cloruro.

Non si allera in contatto dell'aria ed è un ossidante energico. Mescolato con materie combustibili (zolfo, zucchero, resine, ec.) e umettato con acido solforico concentrato, fa entrare in combustione la massa. Le materie organiche non azotate si trasformano in acqua ed acido carbonico quando vengono con esso riscaldate. La percossa fa detonare una mescolanza di clorato di potassa e solfo o fosforo.

Un tempo si otteneva questo sale col far passare una corrente di gas cloro in una soluzione concentrata di potassa o di carbonato di questa base. Oggi si ottiene con un processo più economico, facendo arrivare una corrente di cloro nel latte di calce, e trattando la soluzione d'ipoclorito di calce che ne risulta, col cloruro di potassio. L'ipoclorito allora si trasforma in cloruro di calcio, e clorato di calce. Così: $6(\text{ChO}^4, \text{Ca}) = 4(\text{CaCh} + 2(\text{ChO}^6, \text{Ca}))$.

Il clorato di calce reagisce sul cloruro di potassio e per doppia decomposizione si forma cloruro di calcio e clorato di potassa.

Si è tentato di adoperarlo alla fabbricazione della polvere da sparo, ma poi si è disusato, atteso i molti inconvenienti e pericoli che ne derivavano. Serve però grandemente alla pirotecnia, e nella fabbricazione delle paste fiammifere.

Composti salini di sodio.

Quantunque siavi grande analogia fra i composti di potassio e di sodio, e molti particolari svolti nei primi possono ripetersi nei secondi, pure la diversità delle origini, e la importanza delle sorgenti naturali della soda, suggeriscono operazioni e pratiche chimiche industriali della più grande portata.

L'acqua del mare in effetti, disseccata convenevolmente, permette di ottenere enormi quantità di *cloruro sodico* come materia prima: egualmente vi sono depositi estesissimi fra i depositi carboniferi, ma il *sale gemma* delle mine di *Vieliczka* in Polonia, di *Cardona* in Catalogna, di *Lungro* di Calabria nel Napoletano è in quantità grande, e si *esplota* o raccoglie a migliaia di quintali all'anno.

La incenerazione delle piante che vegetano sulle coste dei mari era antica sorgente di carbonato di soda, e si pregiavano le sode di Cartagena, di Alicante, di Malaga che contenevano fino al 25, o 28 p. $\frac{o}{o}$ di carbonato: quelle di Sicilia e di Narbonne in Normandia davano 13 a 14 per $\frac{o}{o}$. I depositi però delle acque limacciose del *Nilo*, e quelli dei piccoli laghi in Egitto, in Ungheria, in America, portano nel commercio il *natrone* (sesquicarbonato di soda ed acqua) ed erano altravolta le sorgenti abbondanti di soda commerciale.

Finalmente il *nitrato di soda del Chili* e del *Perù*, che si trova in masse (banchi), si raccoglie, e si riproduce con una sorprendente ricchezza, sarebbe all'uopo anche bastevole per fornirci soda ove ce ne mancasse.

La differenza dunque della *Mineralogia chimica* della famiglia dei composti di potassa e di soda, consiste in ciò, che le sorgenti di potassa sono abbondanti; ma sparse e sparpagliate, mentre quelle della soda sono abbondanti e atte a fornire in una volta forti proporzioni di materie prime di questa sostanza. Ed in fatto, il *carbonato* è nel primo posto a considerarsi per siffatto intento, e con la soluzione e cristallizzazione del *natrone*, si potrebbe avere dell'ottimo prodotto. Più difficoltosa sarebbe la depurazione della soda dalle ceneri; più difficile quella del cloruro.

Tuttavolta, durante la Rivoluzione francese e la Coalizione Europea col blocco continentale con cui si combatteva il I° Napoleone, surse il *Leblanc* col suo processo artificiale, ed insegnò al mondo tutto l'estrazione della *soda* dal suo *cloruro*, che oggi permette alla sola Francia di fabbricare e vendere più di 150 milio-

ni di quintali metriei di questo sale (carbonato di soda anidro $\text{Na}^2\text{O}^2, \text{C}^2\text{O}^4$) e più di quattro volte tanto pel resto dell'Europa. Ed il metodo del modesto medico francese dopo circa 70 anni di studii e di pratica, si è perfezionato sì, ma è tuttora classico nella sua semplicità; ed anzi ha suggerito ad *H. Deville* il modo di perfezionare l'estrazione del sodio, e di mettere in grado i Chimiei di disporre di chilogrammi di questo grazioso ed interessante corpo, utilissimo per ottenere radicali più rari e per le metamorfosi dei prodotti organici. Tanta è dunque la potenza dell'ingegno investigatore, quando ragionando sui fatti si attua con rigorosa logica per inventare a creare il nuovo, l'utile, lo importante!!

Or siccome dal carbonato di soda noi tragghiamo immenso profitto, lo studio del metodo di *Leblanc*, ci sarà utilissimo, e per la pratica e per la teorica, quantunque in quest'opera non dovessimo intrattenere molto estesamente.

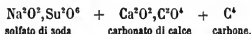
Questo processo ha tre capi di operazioni, cioè:

a) — Trasformazione del salmarino (cloruro) in solfato di soda anidro;

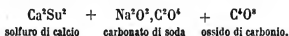
b) — Trasformazione di questo solfato in ossisolfuro di calcio, soda caustica e carbonato sodico;

c) — Preparazione del carbonato anidro (sal di soda commerciale).

Pare che la teorica di questa preparazione fosse così concepita:



il quale miscuglio, in particolare forno, è trattato al fuoco rosso fino a che non dà fiammelle saltellanti, producendo

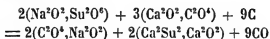


Raffreddata la massa e trattata con acqua darebbe carbonato di soda e solfuro di calcio solubile, che reagirebbero fra loro riproducendo un poco di solfato e di carbonato di soda insolubile. L'esperienza però ha dimostrato che adoperando maggior dose di carbonato calcareo, si perviene a produrre l'ossisolfuro di sodio insolubile, e si ottiene miglior prodotto. Le proporzioni più accreditate dalla pratica di oggi sono:

Solfato di soda anidro	100
Creta, o carbonato di calce	100
Carbone in polvere	36

Questo miscuglio ben calciato, in appositi forni, e lessiviato poi

con certe precauzioni, pare reagisse in modo da rappresentarsene la reazione così:



La pratica non è molto agevole, ma la teorica di questo processo è sorprendente, ed è stata capace di arricchire l'industria del carbonato di soda, e di darlo in proporzioni grandi e ad un prezzo realmente comportabile, come materia prima. Essendo questo carbonato di soda anidro, s'intende che solvendolo e facendolo cristallizzare esso si combina con 10 equivalenti di acqua (63 p. ^{100}) e fornisce i così detti cristalli di soda, che si richiedono per certe preparazioni. Queste due sostanze, ed il natrone grezzo e depurato forniscono materia bastevole per ottenere, il sodio metallico, la soda caustica e tutti i preparati salini di soda.

Soda caustica $\text{Na}^2\text{O}^2, \text{H}^2\text{O}^2$ — Con carbonato anidro di sodio puro e calce pura si ottiene la *soda alla calce*, e la *soda all'alcool* con la più grande facilità, adoperando la pratica identica a quella dei composti di potassio: quindi ogni osservazione ulteriore è nulla.

Sodio — Non così del metallo regolino, il quale dà direttamente ed abbondantemente il sodio, senza l'obbligo di passare per la soda caustica.

L'ingegnoso H. Deville ebbe la felice idea d'introdurre in un vase di ferro battuto, ben lutato per resistere al fuoco, un miscuglio di carbonato di soda secco (200 parti), polvere di carbon fossile (90) calcare o creta (30 parti), e ad un fuoco energico ottenere per distillazione il metallo. Il vase riduttore perciò tiene la forma di una bottiglia, al collo della quale vi è una canna di ferro, a cui si annette un recipiente rettangolare che fa da condensatore, ed il sodio da questo passa nell'olio di nafta, o di scisto puro per concretarsi. Da 1400 grammi di miscuglio si ottengono 400 grammi circa di sodio bruto, che si fonde sotto lo stesso olio di nafta e si gitta in forme di ferro per ottenerlo puro. Si spedisce in Commercio in vasi ripieni dello stesso olio di nafta puro e secco, alla ragione di 45 o 50 franchi il kilogramma, e forse meno.

Le reazioni dei sali di sodio sono:

Le soluzioni limpide non sono precipitate dal solfidrato di ammoniaca, dall'idrato e carbonato di potassa e d'ammoniaca, nè dal bicloruro di platino. La soda forma un carbonato in cristalli voluminosi solubile e contenente 63 p. ^{100} di acqua, ed un solfato puro con acqua di cristallizzazione; ma che effloriscono facilmente all'aria. — Gli acidi idrofluosilicico, perclorico e tarttrico non le precipitano del pari — In presenza dell'alcool neppure precipitano il bicloruro di platino — Le soluzioni concen-

tratissime precipitano con l'acido perjodico un perjodato basico $\text{JoNaO}^8, \text{Na}^2\text{O}^2$: ed il bimetantimonato di potassa affatto neutro è il solo reagente positivo che dà con i sali di soda un precipitato cristallino bellissimo e facile a riconoscersi.

Di questi sali di soda i più importanti sembrano:

Ch^2Na^2 cloruro di sodio	SeNa seleniuro sodico
Br^2Na^2 bromuro »	TeNa telloruro sodico
Jo^2Na^2 joduro »	SuNa solfuro sodico
HO, NaO idrato di soda	SuH, NaSu solfidrato di solfuro sod ^o .
NO^5, NaO	azolato di soda
ChO, NaO	ipoclorito di soda
ChO^5NaO	clorato di soda
$\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Na}^2\text{O}^2$	solfato di soda anidro
$\text{Su}^2\text{O}^6, \text{NaHO}^2$	solfato acido di soda
$\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Na}^2\text{O}^2, 10\text{Aq}$	solfato cristallizzato di soda
$\text{C}^2\text{O}^4, \text{Na}^2\text{O}^2, 10\text{Aq}$	carbonato di soda (cristalli di soda)
$\text{C}^2\text{O}^4, \text{Na}^2\text{O}^2$	carbonato anidro di soda
$\text{C}^2\text{O}^4, \text{NaHO}^2$	bicarbonato di soda
$\text{Su}^2\text{O}^4, \text{Na}^2\text{O}^2$	iposolfito di soda
$\text{Bo}^4\text{O}^{12}, \text{Na}^2\text{O}^2$	borato di soda.

Cloruro di sodio Na^2Ch^2 . — Sal marino, sal comune, sal gemma, sale di rocca. Esiste abbondantemente nelle acque del mare, dei laghi, e di talune sorgenti. Si trova cristallizzato e puro deposto in istrati abbondanti nella terra, ed è allora che prende il nome di *sale di rocca, sal gemma*.

Il sal gemma è cristallizzato nel sistema del cubo, e ora è in masse trasparenti, ora è bigio, ora rossastro ed ora violetto azzurro; colori che son dovuti a tracce di materie estranee che vi si trovano mescolate. Gittato nel fuoco decrepita con isviluppo di un gas, e si spezza in frantumi riscaldato; nell'acqua si scioglie senza decrepitare.

Il sal marino è bianco, inodoro, di sapore salato, cristallizzato in cubi e della densità di 2,13. Si scioglie nell'acqua quasi nella medesima quantità a caldo ed a freddo. Riscaldato a 200° o 300° decrepita fortemente: al calor rosso si fonde, e si volatilizza ad un calore più forte, producendo fumi bianchi. Il sale fuso può dare dei cubi col raffreddamento: così si sublima e si svolge nei fumajuoli vesuviani. All'aria secca non si altera, ma all'aria umida, se non è purissimo cade in deliquescenza.

Per gli usi domestici, il sal marino si ricava nei luoghi, ove l'evaporazione si può effettuare spontaneamente, facendo evaporare le acque del mare.

La pratica della fabbricazione del sale è una operazione che consiste, nel giovarsi del calore dell'ambiente, portar l'acqua a 15 fino a 25 *Beaumé*, lasciarla riposare per spogiarla di gesso ed ossido di ferro, quindi farla cristallizzare per novella evaporazione.

Nei luoghi freddi la evaporazione si fa procurando una forte agitazione all'acqua, quindi si fa cadere questa sopra cumuli di fascine (masse di piccolirami vegetali), si fa risalire e ricadere, fino a che si possa spossare di gesso, ed acquistare una densità prossima alla sua cristallizzazione. Questa poi si ottiene in vario modo usando il calore.

Tanto la prima che la seconda pratica richiede alquanto conoscenze, che è buono apprendere dai lavori speciali. Per avere un prodotto puro da laboratorio, bisogna sciogliere il carbonato di soda nell'acido idroclorico.

Joduro di sodio Na^2Jo^2 — È cristallizzato in tavole esagonali, o in cubi anidri se cristallizza a temperature superiori a 50°. Riscaldato si fonde e al rosso può volatilizzarsi. Si scioglie nell'acqua e nell'alcool, ha sapore amarognolo, e si trova nelle acque madri del sale marino, ed unito al nitrato di sodio del Perù.

Il processo di preparazione è analogo a quello del joduro di potassio.

Nitrato di sodio NO^5, NaO — *Nitro cubico*. Abbiám detto innanzi che le pianure immense del Chili e del Perù in certe accidentali condizioni climateriche producono in dati terreni abbondante quantità di questo sale, in modo che oggi l'America del Nord e quasi tutta l'Europa si approvvigiona da questo mercato. Esso soventi è ricco di joduri alealini, e quasi si raffina per ottenere nell'acqua madre questo composto per l'estrazione del jodio. È solido bianco, o bianco gialliccio, cristallizzato in romboedri prossimi al cubo, è anidro, igroscopico alquanto, di sapore freseo e piccante; e si solve nell'acqua con produzione di freddo.

Si decompone per ottenere il nitro, ed il nitrato di barite (vedi pag. 33 e 94) per doppia scomposizione.

Si adopera nei fuochi artificiali pel giallo della sua combustione col carbone e solfo: serve alla fabbricazione del nitro, e per bruciare il solfo che si trasforma in acido solforoso e vapori nitrosi nella produzione dell'acido solforico. Si è proposto come ingrasso e si usa da molti coloni.

Iposolfito di soda $\text{Su}^4\text{O}^4, \text{N}^2\text{O}^2, 5\text{H}^2\text{O}^2$ — Questo sale è usato in quantità tragrande pei bisogni della fotografia, per la proprietà che vanta di sciogliere tutti i sali adoperati di argento e di oro, e molti altri composti metallici. Si prepara col diguazzare nel carbonato di

soda disciolto e bollito col solfo od a freddo, col solfo mischiato mentre nel mescuglio si spinge una corrente di anidride solforosa fino a saturazione, quindi si filtra a caldo e si fa cristallizzare. Si presenta solido, bianco, cristallizzato in grossi prismi rombici, trasparenti, con sapore quasi di solfo bruciato, o solforoso, solubilissimo nell'acqua, insolubile nell'alcool, inalterabile quasi all'aria. Sottoposto all'azione del calore si trasforma in solfuro e solfato, ma se ciò si pratica all'aria libera si metamorfizza in solfato. La sua soluzione precipita il nitrato di argento in bianco, che si solve in un eccesso di reagente, come fa pel cloruro umido. Però il precipitato bianco, agitato in seno dell'aria si fa giallo, poi arancio, rosso e nero. È adoperato ancora come antiputrido in medicina, nei luoghi di autopsie cadaveriche, e come profilattico nel colera in unione allo sciroppo di acido fenico.

Solfato di soda $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. *Sale mirabile di Glaubero.*

È solido, in cristalli incolori che sono dei grandi prismi a quattro pani terminati da sommità dièdre, trasparenti e di un sapore fresco ed amaro. Esposto all'aria si effiorisce, si scioglie nell'acqua, e la sua solubilità aumenta col calore fino a 33° , poscia diminuisce fino al suo punto d'ebollizione che accade a 103° . Non si scioglie nell'alcool, ma è solubile nell'acido idroclorico producendo un freddo intenso.

Serve a produrre soluzioni soprasaturate, che cristallizzano al più piccolo urto o vibrazione sonora, od al cadervi di un suo cristallo invisibile.

Il solfato di soda può contenere altra quantità di acqua, se si ottiene ad un'altra temperatura che non sia l'ordinaria.

È un prodotto secondario della preparazione dell'acido idroclorico; e si può anche ottenere trattando il carbonato di soda con acido solforico allungato.

Carbonato di soda Na_2CO_3 . — È bianco, di sapore alquanto caustico e cristallizzato in prismi romboidali. Solubilissimo nell'acqua, maggiormente a caldo bollire questa ne scioglie 48,5 (Poggiale). All'aria si effiorisce perdendo una parte della sua acqua. A 100° la perde intieramente, ed al rosso vivo si fonde senza decomorsi totalmente. Al calor rosso, e sotto l'influenza del vapore acquoso, il carbonato di soda perde l'acido carbonico e si riduce in idrato di soda. Il fosforo, a temperatura inoltrata produce, ossidandosi a danno dell'ossigeno dell'acido carbonico, fosfato di soda.

Le basi alcalino-terrose lo decompongono appropriandosi l'acido carbonico ed isolando la soda.

Oltre a questo carbonato se ne conoscono ancora altri, ma con diverse quantità d'acqua cioè, con 8, 5, 1 (H_2O).

Le sode del commercio dette di *Vareck*, di *Malaga*, di *Cartage-*

na ecc. sono misti al due carbonati di potassa e di soda. Esse si preparano lessiviando le ceneri delle piante marine, o di quelle che crescono in riva al mare, ed evaporando le acque cariche di materie saline. Il prodotto dell'evaporazione è fatto di carbonati alcalini, commisto con quantità più o meno considerevole di altre sostanze saline.

Si prepara pure, e sovra grande scala, decomponendo con creta e carbone il solfato di soda, in appositi forni, preparato col trattare il sal marino con acido solforico (*Leblanc*, *d'Arcet* e *Anfrye*), lessiviando il prodotto e concretando il lessivio.

È un sale prezioso per le utilissime sue applicazioni. È usitato nell'arte del vetrajo, del tintore, e nella fabbricazione de' saponi.

Bicarbonato di soda $\text{C}^2\text{O}^4, \text{Na}^2\text{O}^2 + \text{H}^2\text{O}^2$ — È in prismi rettangolari a quattro facce, di sapore salato, e di reazione alcalina. È solubile nell'acqua in ispecie in quella calda, e la soluzione a 70° incomincia a perdere acido carbonico; più oltre portando il riscaldamento, il sale disciolto passa in sesquicarbonato e da ultimo si riduce in sale neutro.

Inalterabile all'aria vi resta senza decomorsi; l'aria umida dopo lungo tempo gli fa perdere acido carbonico.

È caratteristico per questo sale di non precipitare i sali di magnesia a freddo, e precipitarli a caldo.

Si prepara facendo passare acido carbonico nella soluzione del sale neutro.

Il bicarbonato di soda serve in medicina, e alla preparazione delle pastiglie di *Vichy*, e nel trattamento dei depositi calcari delle urine.

Sesquicarbonato di soda $3(\text{C}^2\text{O}^4) 2(\text{Na}^2\text{O}^2) 4(\text{H}^2\text{O}^2)$. Trovasi a dovizia in taluni laghi d'Egitto, nell'Ungheria, in Africa ed in America. È detto talora in commercio *sale di Trona* o *Natron*; ma per analogia si è denominato sesquicarbonato, mentre il natrone non essendo puro non forma *specie chimica*. Il sesquicarbonato istesso preparato con diligenza si può considerare come fatto da due equivalenti di carbonato neutro, e di un equivalente di carbonato d'idrogeno. La composizione del natron è varia secondo la natura dell'acqua dei laghi da cui proviene.

Rassomiglia al bicarbonato; l'acqua bollente però non lo decompone. Versando alcool a poco a poco in una soluzione di sesquicarbonato, evitando la mescolanza dei due liquidi, questo sale si sdoppia gradatamente in bicarbonato che si deposita cristallizzato ed in sale neutro che resta disciolto.

Si origina nel riscaldare che si fa una soluzione di bicarbonato di soda o nel concentrarla per ebollizione.

Biborato di soda anomalo $\text{Bo}^4\text{O}^{12}, \text{Na}^2\text{O}^2, 10\text{Aq}$ — *Borace*, *tinkal*, *chrysocolle*. Il biborato di soda trovasi in natura sia cristallizzato, sia disciolto nell'acqua di taluni laghi indiani.

Esso è in grossi prismi monoelini trasparenti, incolore o rossastro, di sapore dolciastro ed alcalino, di reazione alcalina, poco solubile nell'acqua ed efflorescente all'aria.

Col riscaldamento si fonde dapprima nell' acqua che contienne e poi soffre la fusione ignea dando una massa amorfa e vetrosa col raffreddamento. Quest'ultima è efflorescente all'aria umida e stropicciata nell' oscurità emana luce. Fusa cogli ossidi metallici dà vetri variamente colorati, e questo colore essendo distintivo per taluni, somministra argomento sufficiente per caratterizzare qualche ossido nelle ricerche analitiche per via secca.

Il borace si prepara in grande facendo bollire il carbonato di soda in soluzione coll' acido borico che forniscono i lagoni della Toscana.

Altravolta purificavasi il tinckal proveniente dalle Indie o dalla China.

Serve nella fabbricazione de' vetri fusibili, degli smalti e delle false pietre preziose. Si adopera pure come riduttore e fondente per saldare i metalli.

Borato di soda $\text{Bo}^4\text{O}^{12}, \text{Na}^2\text{O}^2, 8\text{Aq}$ — Il borato di soda è di sapore e di reazione alcalina, solubile nell'acqua, poco stabile, appena fusibile, ed alterabile all'aria, cangiandosi in carbonato e bborato di soda.

La sua soluzione discioglie i fiori di solfo, precipita un ossicloruro dalla soluzione di sublimato, e coll' ajuto dell'ebollizione discioglie pure i solfuri di arsenico e di antimonio.

Si ottiene calcinando fortemente un mesuglio di borace e carbonato di soda.

Composti salini di cesio, rubidio, itidio.

Pel momento i composti di questi metalli non hanno molta importanza, e la loro presenza si riconosce pel mezzo dello spettroscopio, o spettrometro. Quello che si sa di maggiore importanza si è: che il *Pisani* ha scoperto nell'Isola dell'Elba un minerale da lui chiamato *Polluce*, che contiene $3\frac{1}{2}$ per % di cesio protossidato: che risulta dai lavori di *Grandeau* e *Bernard*, nell'interesse terapeutico, i sali di soda poter entrare nel torrente della circolazione a dosi fortissime senza produrre accidente morboso: che i sali di potassa injettati nel sangue sono potenti veleni, e producono la morte non per asfissia: che per le altre vie d'ingestione sono tollerabili dall'economia a lievi dose senza apparenti alterazioni: che intanto i sali tutti di rubidio sono affatto innocui injettati o digeriti da un organismo individuo.

Si sa inoltre che le principali sorgenti di cesio e rubidio secondo le ricerche di *Grandeau* sono l'acqua del mare e molte aquee

minerali. Che l'acqua di *Bourbonne-Les-bains* è stata la prima e più abbondante sorgente di questi due metalli il *cesio* ed il *rubidio*, ma poi sonosi rinvenuti in altre acque, e nelle acque madri delle nitriere e dei salini dello zucchero di bietole: dalle quali sorgenti il *Grandeau* ha ricavato l'ossido, il metallo, il carbonato, e con questi ha preparato molti sali per studiarli cioè: l'*emetico di rubidio*, il doppio tartrato di *rubidio* e *ferro*; e il bitartrato, dal quale ha ottenuto il carbonato, calcinandolo col tartrato di calce e carbone, come si praticò per la potassa.

Del Litio si conosce il monossido ed il perossido, il protossido idrato ed il carbonato, che si ottengono a stento come prodotto secondario nella ricerca di altri metalli più rari. Ultimamente dopo i lavori di *Troost* il carbonato è stato adoperato in medicina per la gotta, la renella e le malattie urinarie; ma ora non si è generalizzato. Un lavoro inedito dello *Scacchi* quando sarà pubblicato accrescerà di molti dati la storia dei sali di litina. Intanto notiamo dalla memoria del *Troost* che il cloruro di litio è solubile in un misto a parti uguali di alcool ed etere: il carbonato non si scompone pel calore come quello di potassa: il fosfato è estremamente insolubile come la *magnesia*, ed il solfato non dà l'alume di litina: da questi caratteri si può non difficilmente definire un composto solubile.

Metallurgia e sali dell' argento.

La fonte più importante per ottenere l'argento, col quale si preparano poi tutti i suoi composti salini, è il solfuro di argento, (argiroso) il solfantimoniuro (argiritroso) non che la galena ed il rame grigio argentifero. Si trattano in due modi questi minerali per avere il metallo puro commerciale, o l'argento di coppella.

In Sassonia, come nel Belgio e da per tutto ove si trova la galena od i solfuri di rame nero, si comincia dallo scegliere il minerale, e ricavarne quello che possa dare almeno 160 a 120 grammi di argento per quintale, e 34 o 35 per $\frac{1}{100}$ almeno di pirite, o solfuri misti. Il minerale si miscchia con 10 per $\frac{1}{100}$ di salmarino, e si torrefà (arrostitisce) in un fornello apposito, dalla cui operazione si ottiene una massa polverizzabile che contiene solfato di soda, ossido di ferro e cloruro argentario: questa massa si tritura, si crivella, e si agita in una grande botte, aggiustata con un meccanismo di rotazione. Nel cilindro si pone per ogni 10 quintali di polvere, 3 a 5 di acqua e 30 a 35 di frantumi di ferro forgiato, e si agita per un'ora o poco più. Dipoi si mischiano nel contenuto 50 kil. di argento vivo (mercurio) indi si agita celeremente per 16 a 18 ore. In questa operazione il cloruro di argento è ridotto dal ferro e si amalgama, o solve, nel mercurio. Si caccia in seguito l'amalgama,

si sprema per una pelle, ed il residuo quasi solido contiene per ogni 100 parti 17 a 18 di argento, con qualche traccia di altri metalli. Il mercurio della colatura si adopera per nuova operazione, l'amalgama si distilla, l'argento resta fisso con 25 a 28 di rame e 3 di piombo. Tal residuo si *coppella*, e dà l'argento quasi puro.

Questo trattamento dei minerali ricchi è detto metodo europeo o *metodo sassone*: e la distillazione dell'amalgama è fatta per *discensum*, non per *ascensum*, come in prosiegua per lo zinco diremo.

Il *metodo americano*, dietro gli studii di valenti Europei, consiste: nel prendere il minerale (solfuri, solfantimoniuri ec.) spanderlo sopra aree un po' resistenti e capaci per quantità di 500 a 600 quintali e farlo pedinare per più giorni da bovi o cavalli, umettandolo di acqua e qualche centesimo di salmarino. Quest'azione degli animali, supplisce all'arrostimento di *Freyberg*, perchè nel Messico, Chili e Perù il combustibile è scarso e gli animali abbondanti. Allorchè dunque tutta la massa è diventata come un fango uniforme, vi si mischia un centesimo di pirite rameosa arrostita e si fa pedinare di nuovo. Dopo pochi giorni vi si gitta a spruzzi un quarantesimo circa di mercurio e si continua la pedinatura per 15 giorni, quindi si spruzza una nuova quantità di mercurio, e si mischia per altri 15 giorni: elasso questo tempo una terza dose il mercurio e di agitazione, di modo che dopo 50 a 60 giorni almeno il mercurio ha sciolto sufficiente quantità di argento per essere isolato dalla massa polverosa; la quale poi si lava con acqua e separasi dal mercurio. Le rimanenti operazioni sono le stesse di quelle di *Freyberg* in Sassonia.

In questa lunga pratica, dai lavorieri si chiama *magistrale* il minerale ridotto in poltiglia col solfuro di rame, e contiene del solfato e del cloruro di rame, col solfato di soda: quale miscuglio subisce varie fasi di metamorfosi cioè il cloruro di rame cede la metà del suo cloro all'argento del solfuro, e si genera solfuro di rame e cloruro di argento che si solve nel sal marino in eccesso, da cui il contatto col mercurio fa precipitare l'argento che si amalgama con l'eccesso di questo metallo.

Dalle piriti rameose e dalle galene argentifere si ottiene l'argento per via secca, o con la *liquazione* del rame, o con la *coppellazione* del piombo d'opera. Nell'un caso e nell'altro la metallurgia di questo prezioso metallo distingue il *trattamento dei metalli poveri*; che sono quelli in cui l'argento è contenuto al 4 od 8 p. $\%$ del minerale, ed il *trattamento dei metalli ricchi*, come quelli di America e di Sassonia pei quali può adoperarsi il metodo di amalgamazione.

L'argento del Commercio, o di prima coppellazione, va soggetto alla *raffinazione*, la quale consiste nel disporre di un fornello che porta un incavo di ferraccio, rivestito internamente di un grosso

intonaco di marna o steatite mista a cenere vegetale priva del tutto di sostanze solubili, formante una speciale *coppella*. La cavità va riempita di carbone di legna, sopra vi si mette il metallo a raffinare, e per l'uso di adatti mantici si attiva la combustione e si dà l'aria calda che, ossida i metalli estranei, e li rende solubili nell'ossido di piombo che viene assorbito dalla coppella. Quando alla superficie del metallo liquido più non appariscono macchie iridate, che si formano, spariscono e si rinnovano, allora l'argento è *affinato*: e rappresenta un metallo quasi puro, contenente $\frac{1}{400}$ di metalli stranieri.

La *liquazione* poi è un'altra specie di operazione a secco, per la quale il rame argentifero, è trattato col piombo d'opera povero dopo essersi fuso; quindi raffreddata la lega. Questa in seguito si riscalda moderatamente al disotto di 500 gradi; il piombo si fonde e cola trasportando il metallo nobile ed un poco di rame; il rame rimane puro ed impoverito. Questo piombo d'opera è di poi adoperato per la preparazione dell'argento.

Coppellazione — Si pratica in modo affatto identico all'affinaggio quando si esegue in grande scala. Ove può aversi della calce d'ossa, le coppelle si fanno con questa cenere ben lavata in forma o padelle di ferro, levatoje; le quali possono smontarsi, e ricambiarsi, rappresentando il fondo od il suolo del fornello.

Da questa operazione si ottiene il *litargirio* cristallizzato che si conserva, si vende, o si riduce, e l'argento con $\frac{1}{16}$ di piombo che si commercia prima o dopo l'affinaggio.

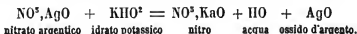
Ottenuto l'argento tutti i suoi composti si preparano partendo dal nitrato cristallizzato.

Nitrato di argento AgO, NO^5 ovvero *azotato di argento* — Si ottiene sciogliendo l'argento di coppella, di monete, di Commercio nell'acido nitrico esente di cloro. Il metallo scompone in parte quest'acido, si ossida e si salifica; e col raffreddamento cristallizza. I cristalli sgocciolano dall'acqua madre, che si serba per novella operazione: si solvono in acqua, si filtra e concentra la soluzione, e si cristallizza di nuovo.

I cristalli di argento sono larghe *tavole romboedriche*, bianchissime, trasparenti, solubilissime nell'acqua, e solubili nell'alcool: alla luce difficilmente restano bianchi, ma si anneriscono più o meno. Essi sono anidri e si fondano a mite calore. Dicesi *pietra infernale*, il nitrato di argento fuso, e quando è purissimo, che si conserva inalterato *pietra infernale bianca*. E questo riguarda la fotografia, che ora consuma immensa quantità di argento*.

* In Farmacia si prepara la pietra infernale, ed il nitrato puro, con l'argento monetato, il quale contiene rame ed altri metalli. Sciolto dunque l'ar-

Da questo sale per doppia sostituzione si preparano tutti gli altri; come si ottiene l'ossido anidro (ora interessante per la Chimica organica) decomponendo il nitrato con un alcali caustico.



Reazioni dei sali di argento — I sali ad acido incolore sono bianchi, quelli ad acidi colorati sono anche colorati. Così il cromato è giallo rosso, il bicromato rosso cremisi, il bromuro giallo pallido, più forte è il giallo del joduro, nero il solfuro ecc. L'acido idroclorico ed i cloruri solubili precipitano i sali di argento in bianco caseoso, come il cloro: il cloruro è alterabile alla luce, si rappiglia come il cacio col battimento, non è solubile negli acidi, è solubilissimo nell'ammoniaca, e negl'iposolfiti alcalini. I fosfati ordinarii e gli arseniti li precipitano in giallo-canario, ed il precipitato si scioglie con l'ammoniaca. Gli arseniati solubili ed il bicromato di potassio precipitano il primo in rosso-mattone, il secondo in rosso-vivo.

Il cianuro di potassio precipita in bianco i sali di argento, ed il precipitato si solve in un eccesso di soluzione cianica: il liquido che ne risulta è un eccellente soluto per inargentare ad intrusione, o con la corrente elettrica. Gli alcali precipitano l'ossido di argento verde oliva dalle soluzioni; e l'aggiunta dell'ammoniaca annerisce il deposito e lo rende esplosivo. Il joduro di potassio precipita in giallo; ed il precipitato è alterabilissimo alla luce, quasi insolubile nell'ammoniaca, e solubile tanto negl'iposolfiti che nei cianuri alcalini. L'idrogeno solforato, i solfuri, ed i solfidrati di solfuri solubili li precipitano in nero.

gento nell'acido nitrico puro, il prodotto si dissecca e si ottiene una massa la quale si lascia per qualche tempo in luogo umido. Il nitrato di rame si umetta, perchè deliquescente, quello di argento resta intatto: si sgocciola allora il nitrato, e si fonde, indi se ne fa scomporre una piccola quantità. Si sospende l'operazione, si solve la massa fredda con acqua stillata che deve essere incolore prima e dopo, si filtra il liquore e si evapora rapidamente con ogni precauzione a secco. La fusione in coppa di porcellana, e la colatura nelle forme apposite dà stecchetti o cilindri bianchi e trasparenti. Quando l'operazione è ben condotta e non contiene sostanze organiche, *Scaulan* ha dimostrato che questo corpo si conserva inalterato alla luce.

La pietra infernale delle fabbriche di Francia difficilmente si mantiene così bella come quella che troviamo dai laboratori tedeschi: il nitrato cristallizzato è più puro, e meno alterabile.

I composti più comuni sono:

Ag^2O^2	ossido anidro
Su^2Ag^2	solfuro d'argento
Ch^2Ag^2	cloruro di argento
Br^2Ag^2	bromuro d'argento
Cy^2Ag^2	cianuro di argento
Jo^2Ag^2	joduro di argento
NO^2, AgO	nitrato d'argento
$\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Ag}^2\text{O}^2$	solfato di argento
$\text{C}^2\text{O}^4, \text{Ag}^2\text{O}^2$	carbonato di argento.

Composti e radicali di bario e di strontio.

Trovansi nel *Belgio* (Liege) ed in *Inghilterra* (Matlock) le principali quantità di *solfato di barite*; come il solfato di strontiana nelle solfatare è quasi ganga dello zolfo (Sicilia, Ungheria, Parigi) Il primo minerale costituisce la *baritina*, il secondo la *celestina*, l'uno trovasi in cristalli prismatici a base rombica molto depressi e contiene 65 per $\frac{100}{100}$ di *barite* (protossido di bario); l'altro ha cristalli allungati dello stesso sistema rettangolare e contiene 56 per $\frac{100}{100}$ di protossido di strontio.

Eguale vi ha due specie di carbonati quello di *barite* più abbondante, (Whiterite) anche in varie località dell'Inghilterra, quello delle mine piombifere contiene 78 per $\frac{100}{100}$ di barite: mentre in Vestfalia (Hamm) ed al Capo strontio in Iscozia si trova il carbonato strontico, detto *strontianite* dai mineralogisti che contiene 81 per $\frac{100}{100}$ di strontiana.

Da queste due materie prime si ricavano gli ossidi di bario e di strontio, quindi i metalli puri. E per fermo, non vi è difficoltà ad intendere che ove riesce facile avere i carbonati naturali di qualunque base, questi saturati con un acido fino a cessare l'effervescenza, filtrando i liquori e facendoli cristallizzare, danno sali sempre cristallizzati. Pel bario il nitrato ed il cloruro, sono i sali che corrono il Commercio dei preparati chimici: ed il *Kulmann* nella sua Fabbrica a Lille, adopera questi minerali per assorbire l'acido idroclorico dei forni a soda, e produce con un cloruro bruto i *carbonati artificiali* di queste due basi ed il solfato di barite, che serve grandemente nella produzione dei colori della pittura ad olio.

Ma laddove riesce agevole di avere i solfati, allora ridotti questi in polvere, misti a carbone finissimo di *Houille*, o di legno calcinati fortemente si trasformano in solfuri, i quali soluti nell'acqua si trattano con acido carbonico, cloridrico, e nitrico, si pre-

parano i carbonati, i cloruri, od i nitrati di barite e strontiana, da utilizzarsi per gli usi tecnici o chimici.

La barite o la strontiana caustica per i bisogni da Laboratorio si ottengono con la calcinazione in istorte di porcellana del nitrato rispettivo fino a cessazione di vapori nitrosi. Si raccoglie, si raffredda e conserva in frantumi il prodotto, conservandolo in vasi ripieni interamente.

Se si volesse il biossido di bario, che ora è richiesto, la calcinazione del nitrato di barite si fa in istorta tubolata al rosso-chiaro, spingendo in fine della calcinazione una corrente d'aria secca e priva di acido carbonico al color rosso scuro. Il prodotto è una massa spongiosa, giallastra che si scioglie con difficoltà negli acidi, e con un moderato calore quando si salifica somministra ossigeno nascente, ossia ozono.

Il *Biossido di bario* ottenuto è Ba^2O^4 .

Bario e strontio metallici — I due elementi possono ottenersi fondendo il cloruro puro, e riducendo questo per mezzo del sodio, o di una energica corrente elettrica: in quest'ultimo caso è meglio adoperare il cloruro: per ottenerli col sodio si può adoperar con vantaggio la barite o la strontiana anidre. Il bario è bianco di argento ed ha una densità di 5 circa; mentre lo strontio è giallo pallido con densità 2,5. Entrambi sono alterabilissimi, e non hanno importanza chimica.

Idrato di bario e strontio M^2O^3, H^2O^2 . — I carbonati naturali qualche volta bolliti fortemente con la calce, o con l'idrato di potassa o soda producono questo idrato bianco: ma facendo bollire l'ossido puro con l'acqua si perviene più facilmente allo scopo. Questi, in soluzione concentrata, gittati nell'acqua ossigenata danno degl'idrati cristallini di biossidi che sono degni di notarsi in questa famiglia di radicali biatomici.

Le soluzioni dei sali di strontio o di bario si riconoscono ai seguenti caratteri. *Entrambe sono precipitate dai carbonati di ammoniaca: la soluzione di solfato di calce li precipita in bianco; ed anche l'acido solforico diluitissimo: la soluzione diluita di cromato potassico precipita solo i sali di bario: ridotte a cloruri, quello di strontio è solubile nell'alcool anidro, e questo brucia con fiamma porpora; mentre il cloruro di bario non si discioglie punto: il cloruro trattato alla fiamma interna, colora la fiamma esterna del dardo ferruminatorio in porpora per lo strontio, in verde pel bario. Finalmente la soluzione diluita di solfato di strontio precipita in bianco un sale di bario, non precipita il sale di strontio e di calcio.*

Il maggior consumo di questi corpi si fa nella *Pirotecnia* da gioja; le fiamme deflagranti rosse le danno i sali di strontiana (nitrato e carbonato) le verdi il carbonato, il nitrato, ed il clorato di

bario. In Chimica servono quasi sempre come reagenti, nell'Industria della cerussa si adopera il solfato artificiale di barite.

Il *Kulmann* ha utilizzato la barite in modo veramente interessante, perocchè col carbonato minerale, assorbe i vapori di gas cloridrico e prepara così il cloruro cristallizzato; con le acque madri e l'acido solforico diluito precipita il solfato di barite in polvere finissima, che vende a buon prezzo per servire ai colori, alla fabbricazione delle carte porcellane, e ad altri cartonnaggi. Col cloruro di bario ed il nitrato di soda a caldo prepara il *salmarino* ed il nitrato di barite a mercato prezzo. Il salmarino misto a manganese ed acido solforico genera cloro, per la produzione dell' *ipoclorito di calce decolorante*: il residuo di cloruro di manganese e solfato di soda lo fa cristallizzare con poca acqua ed ottiene solfato di soda e cloruro bruto di manganese. Questo lo riscalda in un forno col solfato di barite naturale e la polvere di carbone, ed ottiene ossido di carbonio che va via, cloruro di bario e solfuro di manganese quando lo dissolve in acqua; il primo solubile e cristallizzabile, il secondo insolubile. Con la soluzione del cloruro di bario, decompone il solfato di soda cristallino, e rigenera salmarino e solfato di barite, e così di seguito.

È questo uno splendido esempio per incoraggiare i giovani, onde vedere come con cognizioni precise di Chimica, e partendo da una semplice fabbricazione di acido solforico e soda, il Dotto direttore e proprietario ha trasformato l'opificio in Laboratorio di eccellenti prodotti, studiando il modo semplice di utilizzare i minerali di barite, e *rotare* i prodotti secondari senza perdere nulla. Il che aumentando il beneficio ha fatto abbassare i prezzi di ciascun preparato, quindi ne ha reso il consumo facile, e la produzione ha posto in aumento notevole.

Sali di bario

Sali di strontio.

$Ba^2 Su^2$	solfuro di bario	$Sr^2 Su^2$	solfuro di strontio
$Ba^2 Ch^2$	cloruro di bario	$Sr^2 Ch^2$	cloruro »
$Ba^2 O^2, 2HO$	idrato »	$Sr^2 O^2, 2HO$	idrato »
$Ba^2 O^2, 2NO^5$	nitrato »	$Sr^2 O^2, 2NO^5$	nitrato »
$Ba^2 O^2, 2ChO^5$	clorato »	$Sr^2 O^2, 2ChO^5$	clorato »
$Ba^2 O^2, Su^2 O^6$	solfato »	$Sr^2 O^2, Su^2 O^6$	solfato »
$Ba^2 O^2, C^2 O^4$	carbonato »	$Sr^2 O^2, C^2 O^4$	carbonato. »

Composti salini e radicale di calce.

La ricchezza considerevole del minerale di *calce carbonata*, rappresentando buona parte della formazione geologica più recente del globo, ci dispensa dal cercare altro materiale primo per preparare qualunque composto salino di calcio. La calcare compatta di tutto il periodo terziario, e parte delle rocce più antiche, la creta, la calcare metamorfica nelle diverse varietà di marmo; e la calcare spatica e cristallina (alabastro calcare, spato) esistono in abbondanza, e da esse si può estrarre l'ossido di calcio con una semplice calcinazione in forni adatti. Non considerandosi come materia prima il gesso (solfato idrato di calce), l'alabastro, il fosfato amorfo (noduli) e tanti altri minerali a base di ossido di calcio importanti per gli altri componenti, e quasi mai forse per la calce.

Che che ne sia egli è certo, che dal carbonato in varie forme si passa alla calce caustica, e da questa si perviene ad isolare il calcio metallico, e gli altri sali si manifatturano.

Calce caustica CaO — La fabbricazione della calce caustica, o della calce dei muratori è una industria importantissima, in tutte le regioni ove esiste calcare o marmo: presso noi si pratica nella provincia di Caserta, in quella di Salerno, verso Castellammare di Stabia, in Napoli, a Posilipo, e si adoperano dei forni detti intermittenti; essendo le montagne di Vico, Salerno, Caserta, Avellino ec. di formazione calcare, è facile quindi la raccolta e la fabbricazione, poco lontana dalle città ove si consuma.

Ed il Chimico può usare di questa calce ove non gli servono composti puri; ma laddove avesse a preparare calce purissima, calcinerebbe in vasi di argilla o di ferro del marmo statuario bianchissimo che glielo somministrerebbe. Siccome però d'ordinario la calce comune si presta ai molteplici usi, e con le schegge di marmo bianco si perviene a qualunque sale, così ci astenghiamo di discorrerne.

Comunque ottenuta la calce è bianca, leggiera, caustica, facile a combinarsi coll'acqua con grande evoluzione di calore; forma con essa un idrato polveroso bianchissimo che dicesi *calce spenta*. L'idrato è solubile nell'acqua, dà l'acqua di calce usata nelle Farmacie ed in Chimica: e quando è diguazzata in acqua da prendere la consistenza lattiginosa, dicesi *latte di calce*. Abbandonato questo nell'atmosfera si trasforma in una polvere amorfa di carbonato idrato di calce, detta *calce viva*, mentre sarebbe la vera *calce morta o spenta*, avendo perduta la causticità. Essa è allora formata da Ca^2O , H^2O e C^2O_3 , Ca^2O e somiglia per l'aspetto e la composizione all'*antacido*.

L'acqua di calce limpida, con sapore stitico-urinoso, inverdi-

sce lo sciroppo di viole, assorbe l'acido carbonico dall'aria e si trasforma in cristalli microscopici in forma rombica o prismatica, e con l'ebollizione s'intorbida, perchè la calce e molti suoi sali sono più solubili a freddo che a caldo: l'acqua si usa in medicina.

Calcio — Il metallo è stato riottenuto, in quantità notevoli, da *Bunsen* e *Mathiessen* decomponendo il cloruro di calcio fuso dal calore rosso con l'azione di una Pila energica. *Liés* e *Bodart* l'hanno preparato decomponendo il *joduro di calcio* col sodio metallico in un tubo di ferro ben chiuso. Si è per tal maniera ottenuto joduro di sodio, e calcio puro: così sonosi studiate le sue proprietà a noi già note.

Sali di calce — La calce forma sali con tutti gli acidi i quali sono deliquescenti, più o meno solubili, facilmente cristallizzabili, e fusibili più o meno.

Per i bisogni del laboratorio occorre il cloruro secco e fuso, che si adopera largamente per disseccare i gas e per assorbire l'acqua igroscopica e pesarla. La preparazione chimica dei composti di calcio, tranne la fabbricazione della calce, e la produzione di questo cloruro, non ha interesse. È più interessante lo studio geologico e mineralogico di tanti generi salini che s'incontrano nella crosta terrestre, e della influenza del *calcare* nel suolo arabile o coltivabile per l'agricoltura.

La lista dunque dei sali in formola è di niuna utilità, perocchè essendo il calcio un metallo biatomico, esso combinasì negli acidi monobasici con

(Ca^2O^2) , $2A =$ cloruri e congeneri, nitrato, clorato, per^{to}. ec.

(Ca^2O^2) , $A'' = (aa)$ solfati, carbonati ec.

$3(\text{Ca O})$, $A''' = (aaa)$ fosfati, silicati ec.

Ma siccome tutti questi sali sono raramente anidri, e tutti si accompagnano con acqua di cristallizzazione, così utilissimo e necessario si rende l'andare a riscontrare nei Trattati o nei buoni *Dizionarii* la storia della singola specie che vuolsi sapere. Tutto ciò che ne diremmo in questo prontuario sarebbe scarso, od inutile, perchè incompleto.

Composti salini e radicale magnesio.

La materia prima da cui ricavasi l'ossido, il carbonato e poi il magnesio metallico è l'unico *solfato di magnesia*, che esiste abbondantemente nelle acque del fiume *Epsom* in Inghilterra: quantunque esistano come specie mineralogiche la *magnesia* (periclasia) il carbonato e la *breunerite* del Tirolo, la *magnesite* (silicato) ed il bborato (boracile) da cui in mancanza si potrebbe ricavare la

base; non che dalle *dolomiti* che forse sono più abbondanti (carbonato di calce e magnesia). Alcuni torrenti in Calabria e fiumicelli contengono il solfato di magnesia, che i Farmacisti riconoscono col nome di *sale inglese*. I cloruri, bromuri e fluoruri di magnesio esistono nelle acque minerali e nelle acque madri della estrazione del sal marino.

Lo Scacchi ha invenuto della magnesia pura in una roccia della Somma, che ora è nota sotto il nome di *Periclasia*.

Il solfato di magnesia solo o con altre basi alcaline contiene sempre 6 equivalenti doppii d'acqua $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Mg}^2\text{O}^2, 6\text{H}^2\text{O}^2$; ed è solido, bianco, fatescente appena, di sapore amaro, solubile nell'acqua e purgativo. La sua soluzione decomposta con carbonato di potassa o di soda dà sviluppo di anidride carbonica, ed il carbonato idrato, polveroso, bianco è denominato *antacido, magnesia bianca*. $= 4(\text{Mg}^2\text{O}^2), 3(\text{C}^2\text{O}^4), 4(\text{H}^2\text{O}^2)$.

L'*antacido* riscaldato ad un fuoco rosso dicesi *magnesia deaerata, magnesia usta, magnesia calcinata, o caustica*. Essa è bianca come l'antacido, si distingue perchè non fa effervescenza con gli acidi, si solve poco nell'acqua, ma più dell'antacido, la sua composizione è Mg^2O^2 .

Posto l'antacido nell'acqua e diguazzato, mentre vi passa una corrente di anidride carbonica, esso si scioglie e ripetendo l'aggiunta dell'antacido si perviene ad una soluzione concentrata di bicarbonato, che evaporata in seno dell'anidride depone cristalli di carbonato neutro $\text{Mg}^2\text{O}^2, \text{C}^2\text{O}^4, 3\text{H}^2\text{O}^2$. Se la cristallizzazione si fa al di sotto della temperatura ambiente il carbonato contiene 5 di acqua, ed allora i cristalli sono efflorescenti.

Col solito modo di saturare o neutralizzare un acido col carbonato, con l'antacido, o con l'idrato si preparano i sali, che sono tutti neutri alle carte reagenti.

Il solo insolubilissimo è il fosfato ammonico magnesico, il sale delle urine, che serve perciò a riconoscere le soluzioni che contengono le più piccole tracce di magnesia (vedi pag. 150).

I caratteri delle soluzioni sono: col solfidrato ammonico, con l'idrogeno solforato, con gli alcali caustici ed il carbonato ammonico del commercio, non danno precipitato; nè con l'acido nitrico o solforico. L'ammoniaca dà precipitato, se nella soluzione vi è assenza di sali ammoniacali, altrimenti formansi dei sali doppii, su cui l'ammoniaca non reagisce. La soluzione di fosfato ammonico, o fosfato ammonico sodico dà un precipitato bianco granelloso che cristallizza col riposo. Il nitrato di cobalto bagnante un sale di magnesia, e riscaldato al dardifiamma prende un bel colore rosso carnicino.

Cloruro di magnesia Ch^2Mg^2 —Il solo cloruro di magnesia merita una osservazione particolare, perchè nell'acqua bollente si

scompone, o si sdoppia, produce ossido di magnesio ed acido idroclorico. Esso esiste come residuo dell'acqua madre del sal marino: ma si potrebbe ottenere saturando coll'antacido l'acido idroclorico. Ma siccome serve solido ed anidro per preparare il magnesio così, riscaldando cloruro di magnesio ed un leggiero eccesso di sale ammoniaco, può portarsi la soluzione fino a secchezza senza decomporci. Questo prodotto si continua a riscaldare per sublimare il cloruro di ammonio, e restano delle lamine bianco-mieace di cloruro anidro di magnesio.

Magnesio metallico. — Il cloruro anidro nella proporzione di 6 parti mischiato a polvere di fluoruro di calcio e cloruro potassico una parte per ciascuna, e avvolto con questa polvere una parte di sodio, quando si getta in un crogiuolo rovente e si covre, fornisce dopo la deflagrazione una culatta di *magnesio* puro. Questo processo adoperato da *Deville* e *Caron* modificato in una fabbrica di Liverpool, ove si prepara il magnesio in certa proporzione maggiore di quello della Fabbrica di *Nanterre*, fornisce ai bisogni dei fili e nastri di magnesio che si richiedono dal Commercio per bruciarlo e dar luce.

Il magnesio è chiamato ad alte destinazioni per lo splendore, la bianchezza e bellezza della sua fiamma; e dalla sua combustione nell'ossigeno, nel cloro, nel bromo, nel jodo, e nel vapore di zolfo forse potrà ritrarsi qualche nuova applicazione.

È opinione molto accreditata per intendere l'origine del solfato di magnesia, che sotto l'influenza delle acque cadenti si discioglie il solfato di calce, si disfano le rocce dolomitiche e serpentinosi ed il carbonato di magnesia si caccia nelle acque sorgenti, torrenziali, alimentatrici di fiumi ec.; or il carbonato di magnesia a contatto continuo di un'acqua selenitosa finisce col trasformarsi in carbonato calcareo insolubile, o solubile per l'acido carbonico in eccesso, e lascia trasformata la magnesia in solfato. Autorizzano a credere a questa teorica i fatti da Laboratorio, perchè filtrando più volte un'acqua satura di solfato calcareo a traverso la polvere di *dolomite*, si finisce con aver un soluto molto ricco in sale inglese.

Composti salini dello zinco e del cadmio.

I preparati di zinco e cadmio possono studiarsi insieme, sia per l'analogia dei loro radicali metallici, sia per la comune loro sorgente mineralogica; sia perchè dal metallo si parte per ottenere qualunque altro composto.

La *blenda* (solfuro di zinco) e la *calamina* di Slesia, della vecchia montagna nel Belgio e dell'Inghilterra (carbonato e silicato di zinco) sono i minerali che somministrano zinco e cadmio alla industria. Il trattamento di questi minerali riposa sulla riduzione

dell'ossido rispettivo pel carbone ad una temperatura elevata; quindi o si torrefanno le blende per ossidarle dissolforandole, o si riducono direttamente le calamine col carbone, la volatilità dei metalli che possono distillare, hanno dato le norme a due processi, o a due modi di estrazione, quello Belga e l'altro detto Inglese.

Allo stabilimento della Vecchia Montagna presso Liege il miscuglio di calamina e carbone è riscaldato in certe muffole di terra refrattaria di circa un metro di lunghezza per $\frac{1}{2}$ di altezza, e portante un'apertura alla parte inferiore, per dove si carica e si scarica, la quale si chiude con un turaccio e si luta, dalla parte opposta ci va annesso un recipiente conico della stessa terra che vi s'innesta ad angolo, nel quale lo zinco volatilizzandosi si raccoglie. I forni sono quadrigemelli, ossia si riscaldano a quattro con un sol fuoco, e quaranta in fila rappresentano un compartimento intero. In Slesia il processo è quasi lo stesso, ed è una medesima Società di capitalisti che regge questa immensa industria. Così lo zinco cadmifero si ottiene con la distillazione ordinaria per *ascensum*: in Inghilterra la distillazione è fatta per *discensum*: ossia il vapore metallico si eleva e discende per solidificarsi alla base verticale del vase di riduzione.

Questa industria ha dato nel 1854, epoca in cui abbiamo visitato lo Stabilimento della Vecchia Montagna, da 4 a 500,000 quintali metrici di metallo, la Slesia circa una metà, e 150,000 l'Inghilterra; ma in quest'epoca non si era lo zinco applicato a tanti usi. La Compagnia stessa ha cercato diffonderne i prodotti, quindi nello stato attuale vi è ragion di credere che la produzione ed il consumo si è aumentato più del doppio; specialmente per la fabbricazione del ferro da tetto, denominato *metallo corrugato*, cioè ridotto il ferro zincato a lamine *zinc zac*. Il materiale che si ricava in un giorno o due si fonde in grandi crogiuoli, e si raffredda in stampi di ferro, poi si lamina con potenti *laminatoj* o *trefile* mosse dal vapore.

La calamina di Slesia contiene il cadmio, e dallo zinco cadmifero di questa località si ricava il *cadmio* che si commercia. Per la sua estrazione, si pone a calcolo la somma volatilità del metallo; quindi le culatte grezze di zinco, e la polvere rosso-sporca o bruna che si raccoglie nei primordii della riduzione del minerale si mischia con polvere di carbone e si riscalda costantemente al rosso. Il cadmio si riduce e distilla, l'ossido di zinco si arresta alla volta dell'apparecchio, e nel fondo rimane la culatta di metallo: zinco che non ha potuto ossidarsi. Dal residuo sudetto si ottiene il 5 o 6 per 100 di cadmio. È questo il prodotto dopo due o tre depurazioni.

Indio — Ma dallo zinco di questa operazione è stato scoperto ultimamente l'Indio, e l'Accademia di Francia ne ha esaminato un

pezzo di 500 grammi circa, che ha stimato del valore di 500,000 franchi per ora (v. parte I^a pag. 98).

Composti salini — Lo zinco ed il cadmio essendo metalli della prima sezione di *Thenard*, cioè attaccabile dall'acido solforico, e decomponendo l'acqua acidificata a freddo, col metallo si preparano il solfato, e con questo e la doppia sostituzione si hanno tutti i composti che si desiderano; quando non si hanno a disposizione i sali idrici, od acidi puri.

I caratteri dei sali di zinco in soluzione si riassumono in questo:

L'acido idrosolforico non dà precipitato se le soluzioni sono un poco acide, ma qualche goccia di ammoniaca lo fa nascere bianchissimo: come direttamente fa il solfuro di ammonio. Gli alcali ed i carbonati solubili precipitano in bianco, ma il precipitato d'idrato è solubile in un eccesso di potassa caustica. Il prussiato rosso di potassa dà un precipitato giallo brutto caratteristico. Una lamina di zinco non deposita nulla. I sali di cadmio precipitano in un bel giallo di oro col solfidrato di solfuro d'ammonio e con l'idrogeno solforato. Però il precipitato bianco degli alcali o carbonati, disseccato e riscaldato al cannello, quello di cadmio dà un fumo rosso mattone, e quello di zinco si fa giallo col riscaldamento e bianco col raffreddarsi.

Sali più comuni di zinco

di cadmio.

$Zn^{2}O^{2}$	ossido di zinco	$Cd^{2}O^{2}$	ossido di cadmio
$Zn^{2}O^{2}, H^{2}O^{2}$	idrato »	$Cd^{2}O^{2}, H^{2}O^{2}$	idrato »
$Zn^{2}Su^{2}$,	solfuro bianco arti ^{le} .	$Cd^{2}Su^{2}$	solfuro »
$Zn^{2}Ch^{2}$	cloruro di zinco	$Cd^{2}Ch^{2}$	cloruro »
$Zn^{2}ChO$	ossido cloruro	$Cd^{2}Br^{2}$	bromuro »
$Zn^{2}Jo^{2}$	joduro di zinco	$Cd^{2}Jo^{2}$	joduro »
$Su^{2}O^{6}, Zn^{2}O^{2}, 7H^{2}O^{2}$ solfato di zinco			
$Cd^{2}O^{2}, Su^{2}O^{6}, 7H^{2}O^{2}$			
$Su^{2}O^{6}, ZnKaO^{2}, 6H^{2}O^{2}$ solfato di zinco e potassa.			

I composti d'indio non sono ancora accessibili a tutti; ma le sue proprietà sono state ben tracciate nel I^o vol. di quest'opera.

Cloruro di zinco $Zn^{2}Ch^{2}$ — Il cloruro di zinco serve in Chimica per toglier l'acqua a spese degli elementi di molte sostanze organiche. Lo si prepara in varii modi. Quello anidro si ottiene facendo arrivare in una storta, ove si pone dello zinco granulato una corrente di cloro secco, lo zinco brucia, il cloruro si forma e passa in parte nel recipiente annesso alla storta come in un apparecchio distillatorio. Il calore che si svolge nella produzione del corpo lo fa distillare o fondere, quasi tutto; ciò che resta nella storta

riscaldandolo si può fondere e raccogliere su lamine di porcellana o nel recipiente, opportunamente raffreddato, e solido.

Quando non occorre assolutamente anidro si solva lo zinco nell'acido idroclorico, si filtra il liquore, si evapORIZZA a secco, si dà un colpo di fuoco per fondere la massa, la quale si cola su di una placca di porcellana (pezzi di coppe rotte) e spezzata in piccoli frantumi si conserva in bottiglie smerigliate sempre piene. Questa massa costituisce il *burro di zinco* degli antichi. Essa è bianco-bi-giastra o gialliccia, che fonde a 250° , e si volatilizza a circa 500° . È immensamente igroscopica e promuove la formazione dell'acqua allorchè trovasi in contatto di certe sostanze organiche. Se invece di portare il liquido produttore a secco, lo si lascia raffreddare quando è sciropposo, esso dà col raffreddamento cristalli di cloruro idrato. L'alcool scioglie questo cloruro, e si eterifica, ma se la sua proporzione è sufficiente, si svolge C^4H^4 perchè si fissano $2HO$ per solvere il cloruro.

Quando invece di zinco si fa uso di ossido o carbonato per saturare H^2Ch^2 , dopo la saturazione si trova aver preparato dell'ossido-cloruro di zinco. Si usa in medicina come escarotico.

Eguale si prepara il sale di cadmio.

Protossido di zinco Zn^2O^2 — *Fiori di zinco*; *Lana filosofica*, *nilul album*. È bianco, ma con la calcinazione diviene giallo; il raffreddamento gli fa riprendere l'apparenza primitiva. Si può ottenere cristallizzato ossidando lo zinco col vapore acquoso. È fisso e non riducibile dal calore: l'idrogeno ed il carbone lo riducono facilmente. Sottrae alquanto d'acido carbonico dall'aria; è insolubile nell'acqua, solubile negli acidi e nelle soluzioni alcaline, non esclusa l'ammoniaca.

Si ottiene ossidando lo zinco all'aria dopo la fusione con un forte riscaldamento in un vase aperto al rosso chiaro, o pure calcinando il carbonato.

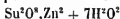
Si prepara in grande per sostituirlo alla *cerussa* nella pittura, e chiamasi *bianco di zinco*. Vi sono ora delle fabbriche, le quali preparano esclusivamente questo *bianco* in grande per i bisogni della grossa pittura ad olio.

Protossido di cadmio Cd^2O^2 — È di color giallo, bruno o nero, secondo ch'è stato più o meno calcinato all'aria. Talvolta è cristallino, ed i cristalli sono degli aghi aggruppati a forma raggiata di color porpora ed opachi. La sua densità è di 8,13. È infusibile e fisso; riducibile a bassa temperatura dal carbone, solubile nell'ammoniaca, e negli acidi solforico, nitrico ed idroclorico.

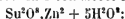
Si ottiene riscaldando il cadmio nell'aria o nel gas ossigeno.

Solfato di zinco $Su^2O^6, Zn^2O^2, 7H^2O^2$ — *Vitruolo bianco*. Il solfato di zinco produce diversi idrati i quali possono esprimersi colle seguenti formole:

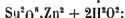
sale ottenuto alla temperatura ordinaria



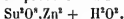
facendo bollire il precedente coll'alcool a 36° si forma



Come pure trattando coll'alcool anidro i precedenti aggiungendovi poscia acido solforico monoidrato si passa a



finalmente riscaldando i precedenti a 100° si ha



Di tutti questi composti il meglio studiato è il primo, il quale è in cristalli prismatici, trasparenti, incolori, di sapore stitico metallico, solubilissimo nell'acqua, ed efflorescente all'aria. Non si scioglie nell'alcool, ma posto in digestione con questo, perde, come è stato detto, una porzione della sua acqua.

Si prepara in grande tostando la *blenda* in contatto dell'aria, e lisciviando con acqua la massa; ne' laboratorii si può ottenere trattando lo zinco con acido solforico diluito.

Si adopera in medicina come astringente e deterativo.

Si conoscono ancora molti solfati basici di zinco, i quali contengono 2, 3, 4, 6 e 7 equivalenti doppii di base, essendo l'acido solforico bibasico.

Carbonato di zinco $\text{C}^2\text{O}^4, \text{Zn}^2\text{O}^2$ — *Smithsonite*, *zinconisa*, *calamina*. Trovasi cristallizzato e amorfo, ed è sovente mescolato al silicato di zinco, ai carbonati di ferro, di rame; non che alla galena ed altri minerali.

Quando è cristallizzato è in rombocdri. È insolubile nell'acqua, solubile in quella che tiene in dissoluzione acido carbonico. Riscaldato si decompone e lascia un residuo d'ossido di zinco. Si è confuso altravolta col silicato di zinco sotto il nome istesso di calamina.

Precipitando un sale di zinco con un carbonato alcalino si ha un carbonato basico secondo taluni, e combinato con idrato secondo altri. È da osservare, che il precipitato non ha sempre la stessa composizione, quando si opera a caldo od a freddo, e da questo parrebbe che l'ossido e il carbonato di zinco possono combinarsi in molte proporzioni. La formola assegnatagli dal *Berzelius* è espressa con $5(\text{Zn}^2\text{O}^2), 2(\text{CO}^2) + 3\text{H}^2\text{O}$ e questa permette di considerarla come un sale doppio fatto da 3 equivalenti di ossido di zinco idrato combinato con due di carbonato.

Il sale che è recentemente precipitato è solubile in una soluzione concentrata di carbonato di ammoniaca, ed il liquido risultante lascia depositare dei piccoli cristalli composti secondo *Favre* di $2(\text{Zn}^2\text{O}^2, \text{C}^2\text{O}^4), 2\text{NH}^3$.

Rame e suoi composti salini.

I minerali da cui si estrae il rame metallico, che serve poi ai suoi composti, o sali, si riducono agli ossidi carbonati, al sottossido Cu_2O , ai solfuri misti (piriti cupriche), ed ai sulfarsenati misti (rame grigio).

Il metodo ordinario consiste nella torrefazione di questi ultimi per privarli di solfo ed arsenico e cangiar il rame in ossido nero, poi col carbone ed i silicati fusibili in forni speciali ridurre quest'ossido, od i carbonati ed il sottossido naturale in metallo nei forni di affinaggio. Ove si avesse miniera di rame nativo, come negli Stati Uniti americani, il metallo si fonderebbe negli stessi forni a riverbero, con poco carbone, e si modellerebbe secondo i bisogni.

A prima giunta il trattamento metallurgico del rame pare molto facile; ma la pratica operazione offre difficoltà somme, e la estrazione del rame forse è l'operazione docimastica la più difficile, e che richiede metallurgisti bene istruiti per condurre un opifizio.

S' intende già che le difficoltà si riferiscono al trattamento dei solfuri. Ed in prima, la calcinazione, o torrefazione, si ripete un certo numero di volte, ed essa si rende più difficile per quanto più si ripete, specialmente per disperdere le ultime porzioni di arsenico e zolfo. Il prodotto giunto al punto di contenere quasi solo rame e ferro ossidato, si mescola con sabbia quarzosa e scorie delle stesse operazioni e si fonde in forni a forte riverbero. La culatta metallica che si ricava si cola in caldaje di ferro, la quale raffreddata si divide in due strati; il superiore che consta di scorie di silicato di ferro, e la culatta inferiore, detta *metallina* consiste in solfuro di rame e di ferro, molto più ricca del minerale primitivo. Occorre una nuova calcinazione per eliminare dalla metallina tutto il solfo e con l'aggiunta di nuova sabbia quarzosa, procurare che il ferro ossidato si vetrifichi con questa. Tali operazioni hanno per scopo di trattare le *metalline* e riprodurle sempre più ricche in rame e povere in ferro e solfo. Talchè le prime metalline contengono 32 a 33 di rame, le seconde 56 a 60, le terze 70 ad 80 le quarte o quinte 90 a 95 per 100; ed ancora 3 o 4 di ferro, 1 di solfo, antimonio e arsenico, ed altri metalli a tracce. Quando il prodotto è rame grigio, o quasi tutto ossidato si passa a trattarlo col carbone e si affina pei bisogni del Commercio. Tale operazione richiede una grande abilità per dar buon prodotto, sia per sapere la temperatura necessaria, sia per non ossidare il rame invece di disossidarlo. Il carbone ancora domanda buona pratica; perocchè non può essere in eccesso, nè la temperatura avanzata;

nell'uno o nell'altro caso si formerebbe carburo di rame, che si solve nel metallo, e lo renderebbe acre e spezzabile a freddo.

Il trattamento dei minerali poveri e delle scorie quasi tutte con ossido ed ossisolfuri si opera nelle fabbriche, a tempo perduto, con acido solforico, o con acqua di salmarino. Si hanno soluzioni ricche di solfato e cloruri di rame, che scomposti con residui di ferro battuto danno il rame per precipitazione molto puro.

In questi ultimi tempi la produzione del solfato di rame pei bisogni della telegrafia si è non poco accresciuta. Come pure, si sono trovate delle reazioni più delicate per precipitare il rame dalla prima fusione dei minerali. Ma queste cognizioni stanno bene, e debbono studiarsi nella Tecnologia metallurgica, di cui abbiamo l'opera del Rivot di somma importanza.

La fabbricazione inglese, che dà circa 300,000 quintali di rame all'anno, coi minerali di Africa, delle Antille, del Perù e del Chili, è condotta un po' diversamente. Eglino torrefanno il minerale solfurco, e questo fondono in un forno di riverbero col carbonato nativo e con residui di rame vecchio, con poca fluorina per fondente, e silicati diversi. Si ottiene una metallina bronzata, la quale si fa cadere nell'acqua, e si divide in metallina granulata. Il prodotto di questa operazione, ricco di 23 a 25 per $\%$ di rame, si torrefà con scorie di rame e battiture del metallo, od avanzi di fabbrica, e si fonde per farlo colare in istampi o *gheuse* cilindriche: questo materiale è la *metallina bianca*, quasi tutta di Cu^4Su^2 contenente 73 per $\%$ di rame. Talc metallina è liquefatta in meschianza di minerale ossidato e carbonato esente di solfuro, dopo una torrefazione completa. Così ottiensi del *rame bruto*, assai più buono delle masse di rame nero; il quale si affina senz'addizione di sostanza per quantità di 1000 kilogrammi per volta, ma col gioco di aria e temperatura convenevole: così si ossidano i metalli estranei, si ossida un poco di rame, e colla silice al forno si ha una scoria di vetro fusibile che galleggia, e la culatta di rame rosetta. Questa, liquida e rovente, si agita con pali di legno verde, il cui carbone, non che i gas della scomposizione del legno raffinano egregiamente il rame.

In talune fabbriche si ricava, l'argento o l'oro, quando il rame è argentifero od aurifero, sia col processo della *liquazione*, sia con quello dell'*amalgamazione* Sassone: soltanto impiegando qualche precauzione di più.

La Russia e l'America vengono dopo l'Inghilterra nella fabbricazione del rame, la prima con 40, la seconda con 60,000 quintali circa all'anno. L'Austria con 45; poi la Svezia, Turchia, ed il Giappone per 20,000 circa, l'associazione doganale tedesca entra in questa statistica per 15,000, la Francia e la Toscana per 7 od 8,000 all'anno: talchè si adoperano circa 530,000 quintali di rame nella

industria, che calcolati a circa 240 franchi il quintale, danno un capitale di 127,000,000 all'anno in un sol ramo di tecnologia.

Dal rame metallico e dal solfato del Commercio si passa a preparare una somma di prodotti che servono alla Chimica, alla tintoria, alla fabbricazione dei colori, ed alla produzione degli ottoni e dei bronzi che forse è la supremamente importante.

Solfato di rame del commercio $\text{Su}^2\text{O}^3, \text{Cu}^2\text{O}^2, 5\text{H}^2\text{O}^2$ — *Pietra turchina, vitriuolo azzurro, vitriuolo di rame.* Poichè il servizio telegrafico ha richiesto enormi quantità di solfato di rame, così questa fabbricazione è diventata importante nelle fabbriche di rame. Si fa scelta allora dei solfuri di rame i più ricchi e si torrefanno con prudenza all'aria, il solfuro assorbe l'ossigeno e si trasforma in solfato, il quale è tolto per l'azion dell'acqua: il residuo si riscalda di nuovo fino a che si riossida, e così si esaurisce tutto ciò che il minerale tiene di rame. Le soluzioni riunite ed evaporate danno il vitriuolo cristallizzato. Nelle fonderie, nelle quali si hanno scorie e metalline poverissime, queste si arrostitiscono e si fanno macerare nell'acqua acidolata di acido solforico, poi si concentrano i liquori e si fanno cristallizzare. Le scorie più scarse o povere si pongono a macerare con acqua e sal comune, e quando queste sono discretamente sature di cloruro di rame, una corrente di acido idrosolforico lo precipita tutto allo stato di solfuro, si filtra il materiale, l'acqua si adopera per nuova macerazione, ed il deposito nero esposto all'aria si converte in solfato senza altra mano d'opera, il quale al solito modo si fa cristallizzare.

Nei laboratorii si può avere col riscaldare rame ed acido solforico, ovvero acido e battiture di rame.

Comunque ottenuto esso è azzurro, cristallino, in forma di prima obliquangoli, isomorfo coi solfati di magnesia, di zinco ec., ossia ha la stessa composizione indicata di sopra. È solubile nell'acqua insolubile nell'alcool, disseccato a 100° perde 4 equivalenti di acqua; a 240° la perde tutta e diviene bianco; allora può servire a deacquifigare alcuni gas, l'alcool e molti eteri.

Con questo sale per doppia scomposizione se ne preparano altri, quando riesce agevole non adoperare, ossido idrato o carbonato, preparato col carbonato di soda, o con la potassa caustica.

I sali di rame possono avere una doppia costituzione, quindi di necessità bisogna conoscere i caratteri dei sali *rameosi* e *rameici*.

Sali rameosi — *La potassa dà nelle loro soluzioni un precipitato sporco gialliccio, insolubile in un eccesso di reagente. La ammoniacca dà un precipitato solubile in un eccesso di reagente, con soluzione affatto scolorata, ma che si fa azzurra con l'intervento dell'aria.*

Sali al massimo — *La potassa vi genera un bel precipitato*

azzurro, se si versa il sale di rame nella soluzione di potassa : facendo l'inversa si ha un precipitato verdastro di solfato o sale basico di rame. L'ammoniaca produce un deposito verde, che si dissolve in un bel soluto azzurro vivissimo. I carbonati di queste basi alcaline danno un precipitato, insolubili nel reagente, ma solubile nell'eccesso di ammoniaca. L'idrato azzurro di rame anche in seno dell'acqua riscaldato a 100° si disidrata e fornisce un deposito nero di protossido anidro.

L'idrogeno solforato, ed il solfuro ammonico danno un deposito nero nelle soluzioni di qualunque sale di rame ; ed il cianuro ferroso potassico (prussiato giallo) determina un precipitato color cioccolato, o marrone sensibilissimo.

Sali rameosi i più comuni Sali rameici corrispondenti

$\text{Cu}^{\text{I}}\text{O}^2$ sottossido di rame	$\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}^2$ protossido di rame
$\text{Cu}^{\text{I}}\text{Su}^2$ sottosolfuro di rame	$\text{Cu}^{\text{II}}\text{Su}^2$ solfuro »
$\text{Cu}^{\text{I}}\text{Ch}^2$ sottocloruro di rame	$\text{Cu}^{\text{II}}\text{Ch}^2$ cloruro »
$\text{Cu}^{\text{I}}\text{Jo}^2$ sottojoduro di rame	$\text{Cu}^{\text{II}}\text{Jo}^2$ joduro »
$\text{Cu}^{\text{I}}\text{Fl}^2$ sottofluoruro di rame	$\text{Cu}^{\text{II}}\text{Fl}^2$ fluoruro »
$\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}^2, \text{H}^2\text{O}^2$	idrato di protossido
$\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}^2, 2\text{NO}^2$	nitrato di rame
$\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}^2, 2\text{ChO}^2$	clorato di rame
$\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}^2, \text{Su O}^6, 5\text{H}^2\text{O}^2$	solfato di rame
$\text{C}^2\text{O}^4, 2\text{H}^2\text{O}^2, \text{Cu}^{\text{I}}\text{O}^4$	carbonato artificiale.

I sali di rame tengono una grande facilità di unirsi con altri sali e produrre dei composti doppi : come pure i sali neutri sogliono combinarsi con $\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}^2$ e fornire dei sali detti basici, perchè la base non è in rapporto alla capacità di saturazione dell'acido mono o poli basico.

Ciò che fa intendere perchè il solfato del Commercio tiene quasi sempre del ferro, dello zinco, della magnesia. Esso però vien depurato se si fa bollire la loro soluzione con protossido di rame, si filtra e si fa cristallizzare. Più il sale è puro meno è efflorescente; ma il vitriuolo del Commercio si copre presto di una fioritura giallastra di sottosolfato di ferro (sale ferroso-ferrico).

Il sottocloruro $\text{Cu}^{\text{I}}\text{Ch}^2$ si ottiene facendo bollire il cloruro col rame metallico in lamine sottili fino a dare una soluzione incolore.

re; questo sale trattato col cloruro di argento produce un argento metallico purissimo, ed in polvere impalpabile che aderisce alla carta con lo stropiccio — Solido, è bianco traente al giallo, fusibile al di sotto del rosso, e quasi insolubile nell'acqua. Riscaldato in contatto dell'aria, spande vapori e si volatilizza. Si scioglie nell'ammoniaca; la soluzione è incolore, ma col contatto dell'aria diventa azzurra. Si scioglie ancora nell'acido idroclorico, e la soluzione è precipitata dall'acqua in polvere bianca e pesante di sottocloruro di rame. La soluzione nell'acido idroclorico è un mezzo disossidante energico.

Si ottiene precipitando colla potassa il sottocloruro di rame.

Diversi processi si possono impiegare per preparare questo corpo; difatti si ottiene facendo passare una corrente di cloro sul rame in eccesso riscaldato al rosso; riscaldando rame e sublimato corrosivo; sciogliendo a caldo il rame nell'acido idroclorico; trattando il protocloruro di rame col rame metallico, e precipitando la soluzione con acqua; ec.

Protocloruro di rame Cu^2Cl^2 — Allo stato anidro è di colore bruno giallastro, solubile nell'alcool, che fa bruciare con fiamma verde, deliquescente, e decomponibile a 200° in sottocloruro e cloro. Assorbe 3 equivalenti di gas ammoniacco, si rigonfia, e dà un composto azzurro.

Allo stato idrato, è cristallizzato in aghi di color verde smeraldo, e col riscaldamento perde l'acqua ed una porzione di cloro, passando in sottocloruro.

Riscaldando il rame in un eccesso di cloro si ottiene il cloruro anidro; sciogliendo il metallo nell'acido idroclorico e concentrando la soluzione si ha l'idrato.

Sottossido di rame Cu^2O^4 — *Protossido di rame; ossidulo di rame.* Occorre nel regno minerale, ora amorfo, ora cristallizzato nel sistema del cubo.

È di un colorito roseo, inalterabile all'aria e fusibilissimo. Assoggettato all'azione del calore in presenza dell'aria, assorbendo ossigeno passa in protossido. Sotto l'azione degli acidi allungati si divide in rame metallico ed in protossido. L'acido idroclorico lo discioglie senza decomporlo. Si scioglie ancora nell'ammoniaca e colora i fondenti in porpora. L'idrogeno ed il carbone lo riducono allo stato metallico.

Facendo bollire l'acetato di rame con lo zucchero di uva passa si ottiene questo composto.

Protossido di rame Cu^2O^4 — *Biossido di rame.* Trovasi in natura in masse nere sporcanti le dita, sotto nome di *rame ossidato nero*.

È d'un colorito bruno quasi nero, riducibile al rosso vivo in ossido salino. È ridotto dall'idrogeno a bassa temperatura, e riscal-

dato con le sostanze organiche le converte in acqua ed acido carbonico. Assorbe l'umidità dell'aria, e si scioglie negli acidi formando composti ben definiti.

Si ottiene calcinando il nitrato di rame.

È usato per determinare l'idrogeno ed il carbone contenuti nelle sostanze organiche.

Sottosolfuro di rame Su^2Cu^4 — Questo composto incontrasi in natura per lo più combinato coi solfuri acidi: entra a far parte del *rame grigio*. È solido, di color bigio-nerastro, con splendore metallico, spesso in varietà a struttura cristallina più fusibile del rame. Le metalline prime, della estrazione del rame, contengono quasi sempre questo solfuro.

Artificialmente può ottenersi, col precipitare la soluzione di soltoclورو di rame col solfuro di ammonio: ma più sollecitamente si ha col fondere in proporzione equivalente due masse di zolfo e quattro di rame. La unione è accompagnata da viva luce, e calore; ed il prodotto bigio azzurastro fragile non è altro, che il cennato solfuro.

Protosolfuro di rame Su^2Cu^2 — Quando è secco presentasi come sostanza di color verdastro, bigia o nera allo stato umido, di reazione acida, ed avidissima di ossigeno. Il precipitato che si ottiene decomponendo il solfato od il cloruro di rame col solfuro di ammonio, è polvere che abbandonata all'aria si converte in solfato. È interamente insolubile nell'acqua, gli acidi diluiti non l'intaccano; il nitrico concentrato lo muta in solfato, l'idroclorico lo cangia in cloruro e solfo.

Non si ottiene direttamente col solfo e rame, perchè nell'atto della fusione si forma sempre del sottosolfuro, ma meglio si ha con l'idrogeno solforato od il solfuro di ammonio che decompone un protosale di rame.

Itrato di protossido di rame $Cu^2O^2, 2HO$ — È un precipitato bigio azzurro poco stabile: basta una leggiera ebollizione per decomporlo e trasformarlo in ossido anidro. È solubilissimo nell'ammoniacca, principalmente in presenza de' sali ammoniacali, ed in ispecial modo poi del carbonato di ammoniacca, producendo un liquido di colore azzurro conosciuto col nome di *acqua celeste*.

Si ha decomponendo una soluzione di un sale di protossido di rame colla potassa. Si ottiene ancora decomponendo il solfato di rame con una soluzione di *tartaro solubile* nella potassa caustica bollente, aggiungendovi un poco di zucchero di uva passa. L'ossido in questo caso è rosso.

Ossicloruri di rame.

Esistono tre di questi composti aventi per formola



Il primo si ottiene trattando con la polassa caustica il cloruro di rame; il secondo precipitando con un alcali tutto il cloruro istesso, ed il terzo trattando il cloruro di rame ammoniacale con molta acqua.

Di questi, il tribasico è un precipitato gelatinoso verde, che colla disseccazione si presenta in pezzi compatti a frattura terrosa. Con un dolce calore perde acqua e diventa di colore epatico; e quando lo si rende completamente anidro passa al nero. Si trova pure naturalmente nel Chili e nel Perù ed i mineralogisti lo dicono *atacamite*; come pure qualche volta presso i fumajuoli caldi del Vesuvio.

Biossido di rame Cu^2O^4 — *Perossido di rame*. È sotto forma di materia gelatinosa colorata in giallo-scuro, insolubile nell'acqua, o pochissimo stabile; una temperatura di 100° basta per decomporlo. In contatto degli acidi si scinde in protossido, ossigeno, ed acqua ossigenata.

Si ottiene bagnando con acqua ossigenata l'idrato di protossido di rame.

Protofluoruro di rame Cu^2F^2 — Solido, di bel colore azzurro-chiaro, e poco solubile nell'acqua.

Si tratta l'idrato di protossido di rame con l'acido idrofluorico per ottenere questo composto.

Sottofluoruro di rame Cu^4F^2 — È solido e dotato di color rosso. Esposto all'aria s'ingiallisce.

Si ottiene trattando l'idrato di sottossido di rame con l'acido idrofluorico.

Protoseleniuro di rame Cu^2Se^2 — Trovasi a Skrickerum in Smoland. È di color bianco d'argento e duttile.

Esiste ancora il sottoseleniuro Cu^4Se^2 .

Solfito di sottossido di rame $\text{Su}^2\text{O}^4, \text{Cu}^4\text{O}^2$ — È polvere cristallina rossa, ed insolubile nell'acqua in cui fatta bollire ne abbandonando l'acido solforoso.

Si prepara versando acido solforoso sul protossido di rame.

Arsenito di rame $2\text{AsO}^3, \text{Cu}^2\text{O}^2$ — *Verde di Scheele*. È in polvere di bel color verde, contenente acqua.

Si prepara per via umida, decomponendo il solfato di rame per mezzo di un arsenito alcalino.

È impiegato nella pittura, nelle fabbriche di carte dipinte, e nella pirotecnia.

Quando si tratta l'acetato di rame tribasico con l'acido arsenioso, si ottiene un sale doppio di color verde, detto *verde di Schewenfurth*, che viene pure impiegato nella pittura: la sua tinta è diversa dal verde precedente. La composizione di questo composto si esprime con CuO , $\text{C}^4\text{H}^3\text{O}^3 + \text{AsO}^3, \text{Cu}^2\text{O}^2$.

Carbonati di rame — Il sale neutro non è conosciuto; quando si versa in una soluzione di un sale di rame un carbonato solubile si ha un precipitato azzurro, con isviluppo di acido carbonico, il quale è un carbonato bibasico, e fatto bollire con acqua perde l'acido carbonico successivamente fino a ridursi in ossido di rame. Il precipitato varia pure per composizione e colorito secondo la temperatura alla quale si opera la sua precipitazione. Operando a freddo secondo *Brunner* si ha $\text{C}^2\text{O}^4, \text{Cu}^2\text{O}^2 + \text{HO}, \text{CuO} + \text{HO}$. Se si precipita il sale di rame col carbonato, in soluzioni bollenti, si ha un composto che non differisce dal precedente che per un equivalente di acqua di meno, e che corrisponde per composizione alla malachite: $\text{C}^2\text{O}^4, \text{C}^2\text{O}^2 + \text{C}^2\text{O}^2, \text{H}^2\text{O}^2$. Tanto quello, quanto questo carbonato trattati con acqua a 100° perdono l'acqua, si anneriscono e passano in carbonato bibasico della formola $\text{CO}^2, \text{Cu}^2\text{O}^2$ come quella della misorina = $(\text{CO}^2) \frac{1}{2}, \text{OCu}, \text{OCu}$.

Parecchi carbonati di rame incontransi in natura ed i mineralogisti li distinguono con diversi nomi.

Malachite-Rame carbonato verde $\text{C}^2\text{O}^4, \text{Cu}^2\text{O}^2 + \text{Cu}^2\text{O}^2, \text{H}^2\text{O}^2$. — È durissima, d'una densità di 3,5: sotto forma di masse compatte o cristallizzata in prismi dritti romboidali, e d'un colorito verde. La sua polvere costituisce il *verde minerale*, sostanza colorante adoperata in pittura.

Azzurrite-Azzurro di rame-Rame carbonato azzurro, Azzurro di montagna $2(\text{C}^2\text{O}^4, \text{Cu}^2\text{O}^2), \text{H}^2\text{O}^2, \text{Cu}^2\text{O}^2$. È cristallizzata in prismi rombici di un bel colore azzurro. Ridotta in polvere costituisce l'*azzurro minerale* o le *ceneri azzurre naturali* che sono usate come materia colorante. Il processo che somministra le *ceneri azzurre artificiali* è tuttora un segreto.

Idrato di sottossido di rame $(\text{O}^2\text{Cu}^4)^4, \text{OH}$ — È un precipitato giallo solubile negli acidi coi quali forma dei sali corrispondenti al sottossido. Assorbe prontamente l'ossigeno dall'aria e si discioglie allora nell'ammoniaca, e la soluzione all'aria si fa azzurra per l'ossigeno che assorbe.

Mercurio e suoi composti salini.

Il solo minerale che fornisce il mercurio per i bisogni commerciali è il suo solfuro, o *cinabro natio*. Vi sono miniere ricchissime in Europa; la Cina ed il Giappone ne sono provviste, e la California ne possiede una bella varietà compatta e ricchissima. In *Almaden* (Spagna) ed in *Idria* (presso Trieste) e nel Ducato dei *due Ponti*, se ne ricava il metallo puro. La metallurgia del mercurio è semplice, e riposa sopra due cognizioni generali, cioè far passare il solfo sopra un metallo a solfuro stabile, ottenere il mercurio per distillazione: oppure trasformare il solfo del solfuro in acido solforoso gassoso, mentre il mercurio volatilizzato, si raccoglie in uno spazio freddo.

La fabbricazione in *Almaden* si fa in un forno verticale, in dove mercede un fuoco convencvole e la corrente d'aria si brucia con poco combustibile il minerale: il vapore è raccolto in una infilzata di *alludelli*, posti come un monile, e comunicanti fra loro. I prodotti passando per la volta del fornello ov'è praticato un *camino d'appello*, s'immettono negli alludelli i quali condensano il metallo, e lasciano sfuggire l'acido solforoso. In *Idria* il processo è quasi lo stesso; ma il vapore invece di passare per gli alludelli, è raccolto nelle larghe camere situate a destra ed a sinistra del forno, al fondo delle quali si trova il mercurio liquido.

Laddove il minerale è ricco in calcare, lo si polverizza aggiungendovi un poco di calce spenta e si distilla. Il solfo con la calce forma un solfuro fisso, ed il vapore acquoso ed il mercurio distillano, e si raccolgono in refrigeranti opportuni.

In piccolo si può ottenere il mercurio puro distillando cinabro e ferro in linatura, in istorte di argilla a calor rosso.

È appunto il mercurio metallico la materia prima di tutti i suoi preparati salini: la sua produzione si eleva per ogni anno sempre più, in modo che nel 1854 possiamo contarla a circa 2,000,000 di kilogrammi, entrando in questa cifra i prodotti di *Almaden* per 1,140,000: Stati Uniti d'America 450,000, Perù 90,000; Carniola (Austria) per 220.000. Or essendo il prezzo del metallo ridotto a 5 o 6 franchi il kil. ne segue che prendendo 5,50 per media abbiamo 11,000,000 di lire o franchi pel valore di questa industria metallurgica.

Il mercurio, dopo la scoperta della Galvanoplastica ed elettrodoratura è ridotto a questo prezzo, essendosi elevato quasi al doppio dapprima. La principale manifatturazione che oggi adopera il mercurio indispensabile, è la produzione del *fulminato*, che serve agli inneschi delle armi da fuoco. Viene dopo la produzione dei medicinali, *sublimato* e *calomelano*, solfuro nero, ioduri; e

poi la industria degli specchi ed altri molti piccoli bisogni delle arti diverse.

Il mercurio come il rame forma due categorie di composti detti *sali mercuriosi* e *mercurici*, i quali sono adoperati nella Farmacia e nelle arti, e di cui i più generali sono:

I caratteri dei sali di mercurio senza distinzione sono, che la soluzione dei sali di mercurio precipita in nero col solfuro di ammonio, ed il precipitato è insolubile tanto nel solfuro ammonico, quanto nell'acido nitrico bollente. Una lamina di rame tersa precipita il mercurio metallico che imbianca il rame; nelle soluzioni molto povere si può usare una lamina di oro, che s'imbianca col mercurio.

Le reazioni che distinguono i sali mercuriosi appartengono agli aleali e l'ammoniaca, le quali nelle soluzioni di questi composti, determinano un precipitato nero o bigio scuro di sottossido di mercurio. L'acido idroclorico ed i cloruri alcalini danno un precipitato bianco di protocloruro: il joduro di potassio in soluzione diluita determina una precipitazione in giallo verdastro o verde; il precipitato però trattato con un eccesso di reagente si arrossa, si solve in parte, e lascia un deposito nero, di mercurio diviso.

I sali mercurici in soluzione con l'ammoniaca e gli aleali, danno un precipitato giallo canario: non danno precipitato coi cloruri e l'acido idroclorico, e col joduro di potassio in soluzione precipitano in rosso scarlatta bellissimo, o giallo arancio che passa con l'agitazione al rosso vivo. Questo precipitato è solubilissimo nel joduro alcalino in eccesso, e nella soluzione di sublimato corrosivo.

Composti mercuriosi

Composti mercurici.

Hg^4O^2	sottossido	Hg^2O^2	monossido (precip. ^{to} . rosso)
Hg^4Su^2	sottosolfuro	Hg^2Su^2	protosolfuro (cin. ^{bro} . artf. ^{to} .)
Hg^4Ch^2	sottocloruro (calom. ^{no} .)	Hg^2Ch^2	monocloruro (sublimato)
Hg^4Jo^2	sottojoduro	Hg^2Jo^2	protojoduro
$\text{Hg}^4\text{O}^2, \text{N}^2\text{O}^{10}, x \text{ Aq}$ proto o sottonitrato			
$\text{Hg}^2\text{O}^2, \text{N}^2\text{O}^{10}, x \text{ Aq}$ nitrato mercurico			
$\text{Hg}^4\text{O}^2, \text{Su}^2\text{O}^6,$ solfato mercurioso			
$\text{Hg}^2\text{O}^2, \text{Su}^2\text{O}^6,$ solfato mercurico.			

Qualunque altro sale ad acido organico o minerale corrisponde ad un nitrato, o ad un solfato, e le formole si rapportano sempre alla basicità dell'acido.

Sottossido di mercurio Hg^4O^2 — Protossido di mercurio; ossido mercurioso. Si presenta sotto forma di polvere nera, insolubile nell'acqua e solubile nell'acido acetico. Alla luce solare, ovvero a 100° si divide in protossido e mercurio metallico. Non amalgama l'oro e non si converte in protocloruro con l'acido idroclorico. Perciò vi fu chi lo ereditte miscuglio e non vero composto. In contatto degli altri acidi resta disciolto e combinato.

Si prepara precipitando un sale di sottossido di mercurio con la potassa in soluzione debole.

Protossido di mercurio Hg^2O^2 — Deutossido di mercurio; ossido mercurico; precipitato rosso; precipitato per sè. Questo composto si conosce sotto due modificazioni isomeriche, l'una rossa, l'altra gialla; le quali quantunque avessero la stessa composizione, pure hanno caratteri alquanto diversi. In effetti, l'ossido rosso è attaccato più difficilmente dal cloro, di quello che lo sia l'ossido giallo non calcinato. Questo può combinarsi a freddo coll'acido ossalico, mentre l'altro non è attaccato in pari circostanze. L'ossido rosso non è alterato da una soluzione di sublimato corrosivo, e l'ossido giallo si riduce in ossicloruro nero.

L'ossido di mercurio si scioglie insensibilmente nell'acqua e la soluzione possiede reazioni alcaline. Sottoposto all'azione di un grado moderato di calore si rende bruno, o quasi nero, ma torna col raffreddamento al colore primitivo. Se la temperatura oltrepassa i 400° si riduce allo stato elementare, svolgendo ossigeno. È un energico ossidante; converte il cloro in acido ipocloroso, e l'acido solforoso in acido solforico.

Si prepara l'ossido rosso calcinando il nitrato di mercurio. Altra volta si preparava riscaldando il mercurio in un matraaccio a lungo collo, ad una temperatura prossima a quella della ebollizione del metallo. Si ottiene giallo precipitando un sale di mercurio con un eccesso di potassa o soda caustica molto acquosa.

Sottosolfuro di mercurio Hg^4Su^2 — È nero, poco stabile riducendosi in mercurio e protosolfuro; insolubile nell'acqua, solubile nei solfuri alcalini e decomponibile dal calore.

Si prepara con una corrente di acido solfidrico nell'acetato di sottossido di mercurio.

Protosolfuro di mercurio Hg^2Su^2 — Cinabro; vermiglione. Incontrasi in natura in masse compatte, d'un rosso fosco: talvolta è in cristalli trasparenti d'un bel rosso violaceo.

Si conosce sotto due stati isomerici; l'uno rosso, l'altro nero; è detto *cinabro* allorchè è in masse cristalline, e *vermiglione* quando è rosso-polveroso. Il cinabro ha un color rosso violaceo quando è in masse, ma questo colorito diventa rosso molto vivo colla triturazione. Le due modificazioni isomeriche di questo composto si possono trasformare l'una nell'altra, e l'altra nell'una: la rossa ri-

scaldata e tuffata nell'acqua passa nella nera, e questa dal suo canto con la sublimazione si cangia in quella.

Sotto qualunque modificazione il solfuro di mercurio è insolubile nell'acqua, volatile, a temperatura poco elevata, e il suo vapore si rappiglia in romboedri, o prismi esaedri. Riscaldato in seno dell'aria, s'infiamma con produzione d'acido solforoso e svolgimento di vapori mercuriali. L'idrogeno ed il carbone lo riducono; il ferro, il rame, lo zinco e molti altri metalli lo decompongono al calore prossimo al rosso.

Gli acidi l'attaccano difficilmente ed il suo miglior solvente è l'acqua regia.

Si prepara la modificazione nera riscaldando mercurio e zolfo; ovvero trattando un sale di protossido di mercurio coll'idrogeno solforato. La modificazione rossa si ottiene, sia sublimando la nera, sia triturando solfo e mercurio, bagnati con una soluzione di potassa, e poscia facendo bollire il tutto colla stessa soluzione e concentrando il liquido.

Anticamente vi era un preparato in Farmacia che si credea un solfuro di mercurio particolare: era questo la *panacea cinaberrina* di Thompson. La si otteneva sublimando insieme al sale ammoniacco una specie di mercurio e zolfo combinati a caldo. Il prodotto era cinabro cristallizzato per sublimazione, che triturato restava di un color violaceo. Dopo numerose ricerche chimiche si è conosciuta la sua identità col cinabro, e però è cessata la sua importanza.

Sottocloruro di mercurio Hg^2Ch^2 — *Calomelano; mercurio dolce; protocloruro di mercurio ecc.* Solido, bianco, cristallizzato in prismi a 4 pani, terminati nella sommità da quattro facce, insipido, inodore, volatile, insolubile nell'acqua fredda e nell'alcool, solubile in 12000 parti d'acqua bollente, fosforescente collo strofinio, e della densità di 7,156. È decomposto dalla luce, acquistando una tinta bigia. I cloruri alcalini, il sale ammoniacco e la saliva lo trasformano in protocloruro, e mercurio metallico; l'acido idroclorico v'induce la stessa decomposizione; l'acido nitrico vi forma una mescolanza di protocloruro e di protonitrato di mercurio. Si combina coll'ammoniaca e dà un composto della formula $2(Hg^2Ch, NH^3)$.

Triturando una mescolanza di 1 equivalente di mercurio metallico e 2 di protocloruro e sublimando la massa, il prodotto è sottocloruro di mercurio. Riscaldando un miscuglio di sale da cucina e sottosolfato di mercurio, si ha lo stesso preparato.

Serve in medicina come antelmintico e purgante.

Protocloruro di mercurio Hg^2Ch^2 — *Deutocloruro di mercurio; clorido mercurico; sublimato corrosivo.* È un corpo bianco, cristallizzato in forme del sistema rettangolare, trasparente, di sapore metallico acre disgustoso, di reazione acida, volatile più del

sottocloruro, e sommamente velenoso. È annoverato fra i veleni corrosivi, di cui è il primo. È solubile nell'acqua, e la sua solubilità aumenta grandemente colla temperatura. Si scioglie pure nell'alcool, e nell'etere solforico; l'acido nitrico e l'acido idroclorico lo sciolgono senza fargli subire alterazione.

Si può preparare, sia sciogliendo il precipitato rosso nell'acido idroclorico, sia sublimando in un matraccio a bagno di sabbia una mescolanza di 5 parti di protosolfato di mercurio, 5 di sal comune e 1 di perossido di manganese. Anche riscaldando il metallo in presenza del gas cloro, si ottiene sublimato.

Serve in medicina avverso le malattie sifilitiche. È impiegato per la imbalsamazione, e per conservare i pezzi anatomici. Il bianco d'uova è il migliore antidoto contro l'avvelenamento prodotto da questo corpo, ma la dose dev'essere non eccedente.

Ossicloruri di mercurio — Il protocloruro di mercurio e l'ossido dello stesso metallo, si combinano in molte proporzioni e producono fino a 7 composti ben definiti, i quali possono affettare differenti stati isomerici a seconda che contengono l'ossido rosso o giallo di mercurio.

Le varietà che contengono l'ossido rosso sono:

2(HgO, HgCh) che è una sostanza cristallina di color nero, e si ottiene col far bollire il protossido di mercurio in una soluzione di sublimato:

4(HgO, HgCh) la quale può essere tanto cristallizzata in pagliuole brune che si ottengono trattando con carbonato di potassa il sublimato corrosivo e facendo bollire l'acqua madre; quanto sotto forma di sostanza poco cristallina e nera che si ottiene mercè la triturazione dell'ossido rosso con una soluzione di sublimato, operando a riprese:

5(HgO, HgCh) presentandosi cristallizzata in piccoli aghi di color bruno, e che si ottiene facendo operare lentamente a freddo, il sublimato corrosivo sull'ossido rosso di mercurio in eccesso:

6(HgO, HgCh) i cui caratteri sono d'essere cristallizzata in pagliuole bruno-fosche, e di prepararsi col trattare con un eccesso d'ossido rosso di mercurio a freddo, una soluzione di sublimato; e

6(HgO, HgCh) + H₂O che è una polvere cristallina colorata in giallo-pallido, e che si prepara facendo una soluzione di sublimato a freddo con un eccesso di ossido rosso, agitando la massa ed aggiungendo altra soluzione mercuriale nell'atto che si spoglia del protocloruro.

Contengono queste varietà l'ossido giallo:

2(HgO, HgCh). Questa può presentarsi tanto in polvere amorfa, rosso-mattone, quanto di color rosso vivo, violaceo o porporino. Nel primiero stato va ottenuto quando si precipita una soluzione di sublimato col bicarbonato di potassa; nell'altro, collo stesso

processo, ma impiegando 3 o 4 volumi della soluzione del primo per una di quella del secondo:

($\text{HgO}, 2\text{HgCh}$). È una sostanza di colore debolmente giallo, cristallizzata in prismi rombici, solubile nell'acqua ed insolubile nell'alcool. Si prepara facendo bollire il protossido di mercurio di qualsiasi modificazione, in una soluzione di sublimato corrosivo in eccesso:

3(HgO, HgCh). Di questa formola ve ne sono 3 varietà; una di color rosso mattone, la quale si ottiene precipitando una soluzione bollente di sublimato in eccesso col carbonato di potassa; un'altra cristallizzata in belle pagliuole brune, che si ottiene dalla precipitazione di volumi eguali di soluzione di sublimato e carbonato di potassa; e l'ultima amorfa e gialla, la quale si prepara a freddo mercè l'agitazione del protossido giallo di mercurio in una soluzione di sublimato:

4(HgO, HgCh). Ve ne sono 2 varietà, delle quali la prima è cristallizzata in pagliuole colorate in bruno d'oro, e si produce quando si trattano con acqua bollente i composti:

2(HgO, HgCh); 3(HgO, HgCh) e 6(HgO, HgCh), e l'altra è amorfa, di varia apparenza e si forma operando come nel precedente modo sugli ossicloruri delle formole suddette, meno l'ultimo, e raccogliendo il prodotto finale:

6(HgO, HgCh). È una polvere amorfa di color giallo, e si ottiene trattando una soluzione di sublimato, a freddo, con ossido giallo di mercurio in eccesso.

Questi composti sono uno splendido esempio che dimostra la combinabilità di corpi diversi a funzioni opposte: così l'ossido di mercurio che ha funzione *basica*, si combina col cloruro che ha funzione di *acido*: mentre isolatamente sono sali perfettamente neutri, e capaci di sostituzione doppia.

Joduro salino di mercurio $\text{Hg}^4\text{Jo}^2, 2\text{Hg}^2\text{Jo}^2$ — È una polvere di color giallo, decomponibile colla ebollizione, in protojoduro e mercurio metallico.

Si prepara versando una soluzione di joduro di potassio in quella di nitrato di mercurio composta di protossido in eccesso e di sottossido. Il precipitato che si produce, perchè contiene un eccesso di protojoduro, si riscalda dolcemente in una soluzione di cloruro di sodio.

Sottojoduro di mercurio Hg^4Jo^2 — Forma una polvere di color verde che riscaldata diventa rossa. È insolubile nell'acqua ed alterabilissimo per l'azione della luce. I joduri alcalini e l'acido idrojodico libero lo decompongono in protojoduro e mercurio metallico.

Si decompone, per la preparazione di questo corpo, una soluzione di nitrato di sottossido di mercurio col joduro di potassio.

Protoioduro di mercurio Hg^2I^2 — È in polvere di bel colore rosso, la quale può cristallizzare in pagliuole cristalline di color giallo per sublimazione. È insolubile nell'acqua; solubile nell'alcool, e nelle soluzioni dei ioduri e dei cloruri alcalini, fusibile, e volatile. La modificazione gialla di questo corpo è cristallizzata nel sistema del prisma rombico e può riacquistare il color rosso sfregandola con un corpo duro. La modificazione rossa è cristallizzata in prismi a base quadrata.

Si prepara per doppia decomposizione tra il sublimato corrosivo e l'ioduro di potassio.

Nitrati di mercurio — L'acido nitrico forma sali tanto col sottossido che col protossido di mercurio; combinandosi in diverse proporzioni con queste basi produce i seguenti composti.

Nitrato neutro di sottossido $2\text{NO}^5\text{Hg}^4\text{O}^2 + 2\text{H}^2\text{O}^2$ — Presentasi in cristalli incolori, solubili nell'acqua fredda, quando questa è in piccola quantità, e decomponibili dalla stessa, in sottonitrato che precipita, e nitrato acido che si scioglie, allorchè dessa è in abbondanza.

Si prepara un tal nitrato sciogliendo il mercurio in eccesso nell'acido nitrico a freddo.

Sottonitrato di sottossido $\text{N}^2\text{O}^{10} + 3\text{Hg}^4\text{O}^2, 3\text{H}^2\text{O}^2$ — **Nitrato sesquibasico di sottossido di mercurio.** È in grossi cristalli incolori, che appartengono al prisma rettangolare. Riscaldato con una piccola quantità d'acqua, si scioglie; ma se questa è molta si scompone.

Si prepara tanto col trattare a freddo una gran quantità di mercurio con l'acido nitrico allungato, quanto, facendo digerire il mercurio con le acque madri residuali della preparazione del composto precedente.

Nitrato bibasico di sottossido $\text{N}^2\text{O}^{10}, 2\text{Hg}^4\text{O}^2 + \text{H}^2\text{O}^2$ — È cristallizzato in forme derivanti dal prisma triclino, quasi sempre colorato in giallo.

Per ottenere siffatto nitrato bisogna trattare i sali precedenti con acqua calda, ovvero mettere il mercurio metallico in digestione con le acque madri del nitrato sesquibasico *.

* Conoscisi in Farmacia un composto detto *mercurio solubile di Hahnemann*, il quale si ottiene trattando con l'ammoniaca il nitrato di sottossido di mercurio. La composizione di questo corpo, come vogliono taluni chimici, è $\text{NO}^5\text{Hg}^4\text{O}^2, \text{NH}^3$. Secondo le osservazioni di *Soubeyran*, se si versa l'ammoniaca a goccia a goccia nel protonitrato di mercurio, si produce dapprima un precipitato bigio-nero di sottonitrato di sottossido di mercurio, il quale, quando il liquido contiene una notevole quantità di nitrato di ammoniaca, s'imbianca, producendosi un sale doppio di sottonitrato di mercurio e nitrato d'ammoniaca.

Nitrati di protossido di mercurio — Disciogliendo il protossido di mercurio nell'acido nitrico in eccesso, o facendo agire questo acido istesso sul mercurio metallico a caldo, si ha un liquido di consistenza sciropposa, che è la soluzione di un nitrato di protossido di mercurio, avente per formola $2\text{NO}^3, 2\text{Hg}^2\text{O}^2$. L'ossido di mercurio non satura mai completamente l'acido nitrico. Precipitando una soluzione di protocloruro di mercurio con nitrato di argento, si può ottenere una soluzione intieramente neutra; nell'uno e nell'altro caso, queste soluzioni evaporate danno un sottosale cristallizzato.

La detta soluzione sciropposa sia che si abbandoni lungo tempo a sè stessa, sia che si evapori sotto una campana vicino alla calce ed all'acido solforico, sia che si versi nell'acido nitrico fumante e concentratissimo, lascia depositare un nitrato cristallizzato della formola $2(\text{NO}^3, \text{Hg}^2\text{O}^2), \text{HO}$, che è deliquescente. Se nella stessa soluzione sciropposa si versi ossido di mercurio recentemente precipitato: ovvero, se si satura l'acido nitrico con un eccesso di ossido di mercurio, si forma un sale della formola $\text{NO}^3, \text{Hg}^2\text{O}^2 + \text{HO}$.

Se si trattano i tre sali precedenti con acqua fredda, vengono decomposti, e danno un nitrato basico della composizione appunto $\text{NO}^3, \text{Hg}^2\text{O}^2, \text{HO}$ il quale è una polvere gialla e pesante, insolubile e decomponibile dall'acqua bollente. Secondo Kane il prodotto di quest'ultimo trattamento è un sale più basico ancora, della formola $2\text{NO}^3, 6\text{Hg}^2\text{O}^2$; il quale è un vero composto a due molecole.

Una soluzione di nitrato di mercurio trattata con ammoniaca, dà un sale bianco ed insolubile, a cui dal *Soubeiran* si attribuisce la formola $\text{N}^3\text{O}^{10}, 4\text{Hg}^2\text{O}^2, \text{NH}^4$.

Solfato di mercurio $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Hg}^2\text{O}^2$ — *Solfato mercurico; solfato di deutossido di mercurio*. È in massa amorfa, bianca, la quale trattata coll'acqua si decompone in solfato acido solubile ed in solfato basico insolubile, che si precipita sotto forma di polvere gialla. Quest'ultimo composto, conosciuto in Farmacia col nome di *turbid minerale* ha per formola $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Hg}^2\text{O}^2$.

Il solfato di mercurio si scioglie nell'acido idroclorico concentrato e si cangia in sublimato. Trattato con un eccesso di ammoniaca caustica dà una polvere bianca e leggiera, detta *turbid ammoniacale* che è riguardata come un composto d'amiduro di mercurio e di solfato tribasico della stessa base. Riscaldato al rosso-seuro diventa prima giallo poi bruno senza decomporsi. Col raffreddamento riacquista il colore primitivo: ad un calore maggiore si risolve in ossigeno, acido solforoso, mercurio, e solfato di sottossido che si sublima.

Si ottiene facendo bollire per gran tempo acido solforico concentrato e mercurio metallico a parti eguali.

Solfato di sottossido di mercurio $\text{Su}^2\text{O}^4, \text{Hg}^4\text{O}^2$ — *Solfato mercu-*

roso; solfato di protossido di mercurio. Solido, in cristalli prismatici bianchi e voluminosi. È poco solubile nell'acqua, abbisognando per disciogliersi di 500 parti d'acqua fredda, e di 300 di acqua calda. Secondo *Lefort* l'acido solforico ancorchè sia concentrato e caldo non lo discioglie più dell'acqua. Sotto l'influenza di una piccola quantità d'alcali, si decompone in un sottosale di color bigio.

Si ottiene riscaldando il mercurio in eccesso con l'acido solforico allungato.

Fosfato di sottossido di mercurio $\text{PhO}^5, 3\text{Hg}^4\text{O}^2$ — È una polvere amorfa, bianca. Riscaldato si decompone; se questo riscaldamento è applicato moderatamente, abbandona mercurio e si converte in fosfato di protossido.

Risulta dalla decomposizione vicendevole del nitrato di sottossido di mercurio e del fosfato di soda, versato il primo disciolto nella soluzione del secondo; che se si opera inversamente e si versa il fosfato nel nitrato mercurioso, si precipita un sale doppio rappresentato da $\text{PhO}^5, 3\text{Hg}^4\text{O}^2 + \text{NO}^5, \text{Hg}^6\text{O}^6 + 2\text{HO}$.

Fosfato di protossido di mercurio $\text{PhO}^5, \text{Hg}^6\text{O}^6$ — *Deutofosfato di mercurio*. Si presenta sotto forma di polvere amorfa, bianco-gialliccia. Si scioglie negli acidi, ma non nell'acqua.

Produce si nel versare il nitrato di mercurio in una soluzione di fosfato di soda: se per opposto si versa il sale alcalino nel sale di mercurio, si forma il composto doppio corrispondente a quello del sottossido. Si usano in Medicina.

Gli altri fosfati conosciuti, siccome di niuna importanza, malamente farebbero parte di un Prontuario. Ma s'intende che con l'acido fosforico tribasico e l'ossido di mercurio, debbonsi produrre un gran numero di sali.

I nitrati di protossido di mercurio messi in contatto del mercurio metallico, e fatti bollire, lo disciolgono poco per volta passando a nitrati di sottossido.

Completerebbero la famiglia dei metalli biatomici, il *Cesio*, il *Lantano*, il *Didimio*, l'*Erbio* ed il *Terbio*, ma questi metalli non sono comuni, nè alcun composto ha ricevuto applicazione di sorta, quindi non è possibile farli entrare in una *Istituzione elementare*. Nei trattati classici, qualora si è ben studiato in linea elementare, si possono trovare tutte le nozioni di ciò che si sa intorno alle loro proprietà e combinazioni diverse. Vale lo stesso per il *Niobio* ed il *Pelopio*, di cui vi ha un recente ed accurato lavoro del *Marignac* negli *Annali di Chimica e Fisica* di Francia.

Noi passeremo a parlare dei metalli triatomici, che sono l'*Oro*, il *Tullio*, ed il *Vanadio*.

Metallurgia dell'oro e suoi composti salini.

L'oro è sparso per tutta la natura, e dietro le accurate ricerche di *Malaguti* e *Sarzeau*, non vi ha minerale di sorta, non vegetale nella cui cenere non si trovano tracce di questo prezioso metallo. Lo hanno rinvenuto nel sal gemma, nel sal marino, nelle ceneri di molte piante terrestri e marine ec. ec. Egli è vero che le quantità sono imperecchibili, ma esse ne attestano la diffusione; siccome insensibile è pure il consumo effettivo di questo corpo, negli usi che si fa degli oggetti di questo metallo, o degli oggetti semplicemente indorati.

Sono però celebri le miniere di oro di *California*, dell'*Australia*, del *Messico*, perchè lo si trova in masse, di qualche volume che portano il nome di pipite, per distinguerle dai grani rotondati che trovansi negli alluvioni antiehi, e si chiamano sabbie aurifere; la cui picciolezza si riduce a semplici pagliette o granelli. L'oro si trova nelle sabbie platinifere della *Russia*, si trova nei monti *Urati*, e nell'*Ungheria* combinato col tellurio, sotto forma di telloruro di oro. La massa più notevole invenuta fin oggi è una pipita di Australia di 48 kilogrammi. L'oro si trova non solo negli alluvioni antiehi, ma benanche incastonato nelle rocce quarzose e calcari quarzifere come in *California*: fa parte delle piriti di ferro e di rame, e qualche volta fa parte non trascurabile del rame grigio, che si esplota pel rame.

Due raccolte celebri abbiain veduto, una all'Esposizione mondiale di *New-Jorck* nel 1853, l'altra in quella *Inglese* del 1862, la prima con tutte le varietà di oro di *California*, la seconda con le varietà raccolte in *Australia*.

La raccolta dell'oro nelle sabbie si fa con lavature metodiche, e seguite su delle panche a madie scagliunate, e si profitta del peso specifico del metallo, superiore a tutti i minerali: ramunassate le sabbie si uniscono col mercurio che le solve tutte; poi questo si preme per pelle di camoscio, che lascia colare il mercurio leggermente aurifero, e ciò che non passa è posto in apparecchi distillatorii, dove col riscaldamento si volatilizza il mercurio, e si hanno masse di oro: le quali si uniscono e si coppellano col piombo, e poi si cola in verghe o pani commerciabili.

In *Australia* ed in *California*, ove si esplotano le rocce con l'oro incastonato, si trituran in appositi conegni le rocce, e si lava in una sol volta la polvere in presenza del mercurio. La roccia passa con l'acqua, l'oro si ammassa alla superficie del mercurio, e venuto in contatto si solve e si amalgama. Quando il mercurio n'è fatto rieco, allora si sospende l'operazione, si raccoglie il metallo liquido e col solito trattamento si filtra e si distilla.

Quando l'oro si trova coi solfuri di argento e di piombo, è noto (pag. 205) che ottenuto il piombo d' opera, lo si coppella e fornisce i metalli preziosi; e quando la proporzione di oro è tale da essere ricavato, si procede usando il processo della *inquartazione*.

L'*inquartazione* consiste nel fondere la massa con tanto argento, che nella lega l'oro rappresenta la quarta parte. Questo metallo si cola e si lamina in nastri, e questi nastri attaccansi con un acido nitrico diluito, che vanta il carattere di lasciare l' oro in una specie di tessuto a maglia. Questi nastri si lavano senza disfarli, poi si arroventano e si contraggono, poi riuniti si fondono per aversi l'oro purissimo.

Se poi l'oro si trova in sufficiente quantità nel rame puro, ottenuto dal *rame grigio*, allora le matte, o metalline si uniscono col piombo e si fondono. Il prodotto della fusione è riscaldato in appositi forni a circa 200 gradi; il piombo si separa e cola portando via l'oro, il rame resta puro. Questo piombo con la coppellazione fornisce l' oro che avea disciolto. Tale operazione dicesi *spartimento*.

In una statistica del 1854 fatta dal *Whitney* l'oro di tutto il mondo vecchio fu di 35,587 kilogrammi, in cui eravi contribuzione di varii paesi auriferi, così ripartita:

Russia	22,513	kilogrammi
Asia minore	}	9,380 »
Indie orientali		
Austria	2,138	»
Africa	1,500	»
Vecchio continente	56	»
	35,587	

Il nuovo continente ne forniva assai più

California (Stati Uniti)	75,045	kilogrammi
Australia	56,283	»
Equatore	5,628	»
Messico	3,752	»
Brasile	2,251	»
Chill, Perù, Bolivia	2,287	»
	145,246	
e riunendo queste due cifre fra loro	35,587	
abbiamo		
	180,833	

costituenti un valore di circa 616,000,000 di lire. Attualmente la produzione è molto aumentata.

I sali di oro meglio studiati sono pochi; cioè

Au^4O^2	protossido di oro	Au^4O^6	sesquiossido ?
Au^4Su^2	protosolfuro di oro	Au^4Su^6	sesquisolfuro
Au^4Ch^2	protocloruro »	Au^4Ch^6	sesquicloruro
Au^4Jo^2	protioduro »	?	»
Au^4Br^2	protobromuro »	?	»

Le soluzioni che attestano nelle analisi i sali di oro sono caratterizzate dalle seguenti reazioni:

I carbonati e bicarbonati alcalini non precipitano; e se si forma un precipitato giallo bruno a freddo, con l'ebollizione questo si dissolve e la soluzione indora per immersione l'argento ed il rame. Il carbonato di ammoniaca e l'alcali caustico vi producono un precipitato che detona fortemente (oro fulminante). Il solfato ferroso precipita l'oro in polvere azzurra o bruna: l'acido ossalico ed il formico, come i formiati e gli ossalati alcalini a caldo depongono l'oro in polvere cristallina gialla o splendente. I ioduri alcalini sono precipitati dai sali di oro. Il protocloruro di stagno decompone i sali di oro e li precipita in violetto: ma se esso contiene qualche traccia di percloruro od un poco di acido nitrico, il precipitato è più rossigno (porpora di Cassio). I reosfori di una pila debole depongono l'oro al polo negativo.

Protossido di oro Au^4O^2 — Questo corpo si presenta come una polvere di color violetto insolubile, e che non si scompone ad un calore inferiore a 250° . Deriva dalla scomposizione del suo cloruro per gli alcali. È un ossido singolare, e non si salifica direttamente. Non pertanto si conosce un iposolfito di oro e soda (sale di Gellis) in cui l'oro vi sta dissimulato avendo la composizione $2\text{Su}^2\text{O}^4, \text{Na}^2\text{O}^2, \text{Au}^4\text{O}^2$ ed in cui il protossido di oro sta in luogo di un ossido monobasico, o monovalente.

Il sesquiossido di oro è poco studiato; come il protosolfuro; invece si conosce il **sesquisolfuro Au^4Su^6** — È il prodotto della decomposizione del sesquicloruro per una corrente d'idrogeno solforato. È in forma di deposito polveroso bruno gialliccio. Nella stessa condizione, ma operando mentre bolle la soluzione di cloruro di oro, pare si ottenesse il protosolfuro Au^4Su^2 . Questi corpi si combinano coi solfuri alcalini per dar solfosali, in cui essi rappresentano la funzione di solfoacidi. In molte circostanze sono le loro soluzioni atte ad indorar con la pila.

Si prepara sciogliendo l'oro nell'acqua regia, ed evaporando il liquido dolcemente finchè abbia acquistato un color rosso arancio intenso.

Protocloruro d'oro Au^+Cl^- — Sottocloruro d'oro. È in massa cristallina, di color giallo pallido, insolubile nell'acqua fredda, decomponibile dall'acqua calda, dalla luce solare, e da un debole riscaldamento, in percloruro ed oro metallico, che si precipita in polvere sottilissima.

Si ottiene riscaldando il percloruro a 20° fino a che cessi lo sviluppo del gas cloro.

Tricloruro d'oro Au^3Cl_3 — Percloruro d'oro; cloruro aurico; sesquicloruro di oro. È in cristalli di color rosso bruno, deliquescente, solubilissimo nell'acqua e nell'alcool, e decomponibile dalla luce in cloro e protocloruro. Coll'etere dà una soluzione conosciuta anticamente in Medicina col nome di *oro potabile*. Una soluzione di sesquicloruro di oro è decomposta da molti corpi, tra i quali vi ha il fosforo, il carbone, l'ossido di carbonio, gli acidi solforoso, fosforoso ed ossalico, i sali di protossido di ferro e molte materie organiche. Intanto gli acidi acetico, citrico e tartrico non lo decompongono.

Tribromuro d'oro Au^3Br_3 — È una massa rosso-fosca, cristallina e solubile nell'acqua. Per gli altri caratteri somiglia al tricloruro.

L'oro si scioglie in una mescolanza d'acido nitrico ed idrobromico, e la soluzione evaporata dà il tribromuro Au^3Br_3 .

Metallurgia e composti di Tallio.

La storia di questo metallo è troppo recente per essere completa. Ciò che si sa oggi intorno a questo corpo, oltre quel che fu detto a pag. 96 e 97 parte I^a di quest'opera sono dei fatti staccati che si debbono aggiungere. Vale a dire : che il tallio metallico fa dei tratti bigi sulla carta, i quali possono servire di reagente dell'ozono. *Schoenbein* ha notato che una carta con delle segnature di tallio o di qualche suo sale in contatto dell'ossigeno ozonico, si colorisce in bruno cioccolato prontamente, formando perossido.

Si sa pure che il suo perossido si accende con lo strofinio in contatto di varii solfuri, col clorato di potassa : e se si giungesse ad averne buona quantità forse l'industria degli stecchi fiammiferi se ne vantaggerebbe nella fabbricazione di essi senza fosforo. Aspettiamo e vedremo.

Tra le novità ultime dei giornali vi sta quella degli esperimenti di *Reit* il quale relata : che una lamina di tallio, immersa in una soluzione di rame (azotato, solfato, acetato) precipita il metallo regolino: che per le soluzioni di oro il fatto è identico: che in una soluzione di solfato di mercurio il metallo è isolato in goccioline. Si sa inoltre che il tallio isolato nelle sue soluzioni dallo zinco, a sua volta sposta come questo il piombo dalle soluzioni, allo stato

di lamine cristalline : che il tallio laminato immerso in una soluzione di nitrato di cobalto si cove di una crosta azzurro-seura, che all'aria si fa verde.

La estrazione del tallio è stata fatta dal *Lamy* e dal *Kulmann* figlio, il quale ne ha raccolto in gran parte il materiale nelle camere della loro fabbrica di acido solforico a *Lille*.

Col bruciarsi nei fornelli adatti le piriti tallifere, formano acido solforoso, selenioso e arsenioso, con essi si volatilizza ancora l'ossido di tallio, che si trasporta fin dentro la prima delle camere di piombo, con della polvere ferruginosa. Costì si deposita l'ossido, e di conseguenza si forma il solfato di ossido di tallio, mescolandosi col solfato di piombo, di ferro e di altri corpi inutili.

Raccolto questo deposito, lo si riscalda col suo volume di acqua regia (miscuglio di tre parti di acido idroclorico ed una di acido nitrico) fino a cessazione di vapori acidi. La massa è ripresa con due volumi di acqua stillata, e col riposo si produce un deposito di pagliuole cristalline, che sono il magnifico sale *sesquicloruro di tallio giallo*. Questo cloruro esposto all'azione decomponente della pila (a 4 o 5 elementi alla Bunsen ordinarii) dà il metallo puro al reoforo negativo. Un altro processo più comune e più facile per trattare i residui delle camere, si è di neutralizzare i fanchi talliferi, che sono acidi, col litargirio (ossido di piombo) o con la calce appena raccolti nelle camere di piombo. Si lessivia poi il materiale con tre o quattro volte il loro volume di acqua bollente. Il soluto si evapora fino ai nove decimi, e nel liquore chiaro si versa dell'acido idroclorico puro per togliere i sali solubili dei corpi estranei e per trasformarli così anche in solfati. Quando si sono questi separati, si espone ad una corrente di idrogeno solforato il liquore, il quale precipita il mercurio ed il piombo in forma di solfuro, l'acqua chiarificata per filtro si evapora e lascia cristallizzare, e questi cristalli sono di solfato di tallio impuro. Il sale così ottenuto si solve in acqua, si tratta novellamente con l'idrogeno solforato una o due volte, e si ricristallizza per ottenere un solfato tallico puro in belli prismi. Da questo solfato puro, resa poco acida la sua soluzione con acido solforico, ed immersovi delle bacchette di zinco distillato, il tallio puro si deposita in lamelle cristalline brillanti. Raccolto il deposito e fuso in una corrente di gas azoto, dà il tallio in eulatte unite. Lo si può fondere ed unire ancora in presenza di un poco di cianuro di potassio.

I composti più importanti sono il protossido, il sesquicloruro, il solfato, ed il perossido, che è base salificabile.

Le reazioni dei sali di tallio vengono così indicate. *Le soluzioni di solfato di tallio, non sono precipitate dagli alcali dal carbonato di soda o di ammoniaca. Col cloruro di platino dà un precipitato giallo come gli alcali KaO, e NH⁴O. Nelle stesse soluzioni*

ni di solfato o carbonato di tallio, versando l'acido idroclorico od un cloruro, immediatamente si depone un cloruro cristallizzabile, dopo l'azione dell'acqua bollente, che pare cloruro di piumbo. Il joduro di potassio produce nelle soluzioni di tallio un precipitato giallo dell'aspetto del joduro di piumbo. Il bromuro precipita in bianco, il bicromato di potassa in giallo.

Ma ciò che è singolare in questo metallo si è, che anche l'idrogeno solforato dà un precipitato bigio nericcio nelle soluzioni perfettamente neutre, e basta una gocciola di acido solforico, per fare sparire il precipitato e solverlo. Se il precipitante delle soluzioni neutre è il nostro solfuro di ammonio, il tallio precipita in solfuro nero, insolubile in un eccesso di reagente.

Ciò che dunque distingue il tallio dal piombo si è che l'azione degli alcali e del bicloruro di platino lo direbbe un metallo alcalino; l'idrogeno solforato, il solfuro di ammonio, l'acido idroclorico, ed il bicromato di potassa lo assomiglierebbero ai composti di piombo.

Composti di tallio.

Protossido di tallio $Tl\ O$ — Solubile nell'acqua, di color verde.

Perossido di tallio $Tl\ O^2$ — Bruno cioccolatte insolubile.

Protocloruro di tallio $Tl\ Ch$ — Solubile nell'acqua bollente, e bianco.

Tricloruro di tallio $Tl\ Ch^3$ — Bianco-cristallino, poco stabile.

Sesquicloruro di tallio Tl^2Ch^3 — Solido cristallino di un bel giallo fosco.

Bicloruro $Tl\ Ch^2$? — Poco studiato, di color giallo pallido.

Itrato di tallio $Tl\ O, 3H\ O$ — Cristalli voluminosi in prismi dritti rombici.

Solfato di tallio anidro Tl^2O^2, Su^2O^6 — Come quello di potassio, cristallizzato in prisma dritto a base rombica.

Nitrato di tallio — Tl^2O^2, N^2O^{10} cristallizza in ottadri aghiformi, insolubili nell'alcool anidro, solubilissimo nell'acqua bollente come il nitro, ed anidro come questo.

Carbonato di tallio — Tl^2O^2, C^2O^4 il carbonato è solubile nell'acqua, cristallizza in aghi ammassati, ed anidro.

Fosfato di tallio — Tl^2O^2, PhO^5 il fosfato è poco solubile nell'acqua, ma solubilissimo nell'acqua acidolata.

Dall'esame cristallografico fatto sui tartrati, pare che il sale neutro ed il sale acido sieno isomorfi con i due tartrati di potassa (*De la Prevostay*) ?

Fra le sincolarità di questo corpo vi sarebbe quella che offre il perossido ; il quale con la formola TlO^2 presenterebbe una base salificabile. Ed il Wilm ne ha studiato i sali principali.

Il tallio finalmente pare potesse entrare nei gruppi delle mole-

cole organiche, come fa il potassio ed il sodio ; e l'aleool tallico ottenuto, autorizza a questa conclusione.

Il Vanadio ed i suoi composti, non possono ricevere posto in un' opera come la nostra, essendo questa storia piena di osservazioni sottili e delicate , da essere studiata nelle Memorie originali per chi volesse occuparvisi di proposito. Essendo questo metallo congiunto con altri corpi nei minerali che lo contengono, ed essendone difficili i processi di estrazione e purificazione, la sua metallurgia non fornisce che corpi di un interesse puramente scientifico per il momento.

Metallurgia e composti di alluminio.

L'isolamento dell'alluminio in forma metallica fatto nel 1853 da *Henry Sainte-Claire-Deville*, segna un'epoca importante nella Metallurgia; perocchè mentre dimostra da una parte che la forma di aggregazione delle materie può derivare dal metodo di estrazione che si adopera, dall'altra apre la via a nuovi processi, che dal laboratorio del Chimico possono passare nella industria metallifera. È pertanto vero, che si conosceva la estrazione di alcuni metalli per l'uso del gas idrogeno che decompone i cloruri; ma non erasi posto mente ai metalli radicali dell'aleali fisso come corpi decomponenti, nè poteasi pensare ad essi, essendone povera la estrazione e difficile. Il *Deville* dunque nell'indicare il metodo di estrarre l'alluminio, diede pure un metodo agevole di procurarsi il sodio a basso prezzo per la bisogna dell' industria. Così dunque la scoperta di fatti nuovi, mena a perfezionare un ramo di scienza, ed a facilitare la scoperta pure di nuovi fatti ed importanti. Ciò sia detto per confortare i giovani a non trascurare di ripetere, sotto altra forma, quel tanto che dalla istituzione ricevettero ad insegnamento loro.

La scoperta dell' alluminio era già fatta fin dal 1807 e *Whoeler* e *Berzelius* vi aveano lavorato dal 1817, ottenendolo sempre in una polvere nera, adoperando il potassio come facile a decomporre l'ossido od il cloruro di alluminio per mezzo suo. Al *Deville* dunque occorre di adoperare, invece di potassio, il sodio ; e trattando a caldo il fluoruro e cloruro di alluminio anidro col sodio, ebbe la fortuna di veder dei globetti nettamente metallici nel fondo del crogiuolo in cui operava. Fu allora che constatò le pregevoli qualità di questo metallo, e con uno studio indefesso per facilitare i suoi metodi di estrazione, perfezionò questo nuovo ramo di Metallurgia in Francia.

Dal suo lavoro risulta, che decomponendo a caldo il cloruro di alluminio puro pel sodio, o sottoponendo ad una corrente galvanica

ca il cloruro doppio di sodio ed alluminio si perviene ad isolare questo metallo in forma di culatta fusa. Ma ben s'intende che l'uso della elettricità è processo più povero e più stentato, mentre l'altro è più ricco e più spedito, quindi a questo egli doveva rivolgersi. Però occorreva trovar modo di avere il sodio in quantità sufficiente, e di preparare il cloruro di alluminio puro, esente rigorosamente di ferro, ed i suoi studii perseveranti, lo menano a raggiungere i due scopi.

Coadjuvato dunque dal giovane Professore *Emilio Rousseau* si dà opera ad ottenere il sodio, e scovre il processo da noi riferito a pag. 183 di questo volume. Rivoltosi poi al cloruro di alluminio trova che l'allumina ricavata dall'allume ammoniacale calcinato, ridotta in polvere e mista a carbone, quindi conformata a pallottole porose, e sottoposta al calor rosso in una corrente di cloro secco, forniva del cloruro anidro. Però mischiando col carbone e l'allumina un poco di cloruro di sodio, egli pervenne a preparare direttamente il doppio cloruro di sodio e d'alluminio, utilissimo alla estrazione del radicale metallico. Egli col suo studio ci ha ragguagliato di tutte le particolarità proprie per aver il cloruro di alluminio, non che delle precise qualità di questo cloruro diventato importantissimo.

Lo studio però fatto dal Dottor *Percy* nel 1855 sopra un minerale di *Graenlandia*, che trovò essere un fluoruro di alluminio e di sodio, suggerì a lui di adoperarlo fusq, per ottenere direttamente l'alluminio, e ben vi riusciva presentando alla società di Londra un pezzo di bell'alluminio ottenuto dalla scomposizione della criolite, che trovò tanto abbondante nelle regioni del Nord.

Il desiderio, non vituperevole per altro, di trar profitto della sua bella scoperta dispose il *Deville* a contrarre obblighi sociali con altri colleghi e fondare in Francia l'industria dell'alluminio, sobarcossi a spese enormi per stabilire un convenevole apparecchio per la preparazione tanto del sodio, quanto del cloruro di alluminio puro.

Ed oggi, dopo le vicende comuni alle prime fondazioni industriali, funziona ancora la fabbrica di *Nanterre*, che fornisce l'alluminio e la sua lega col rame (bronzo di alluminio) ai crescenti bisogni della industria di questo prezioso metallo, come si sa, poco o nulla alterabile nelle condizioni normali dell'atmosfera.

Le proprietà dell'alluminio sono note; ma non sono così note le condizioni per le quali lo si riguarda il primo dei metalli tetratoxici.

Da tutto lo studio sui composti di alluminio, non si trova un solo di essi in cui l'alluminio entri per un equivalente. E l'isomorfismo del corundo (ossido di alluminio) col sesquiossido di ferro, ha fornito criterii sufficienti per riguardare l'ossido di questi me-

talli come sesqui, cioè Al^2O^3 , e Fe^2O^3 . Or sapendosi che l'ossigeno è radicale biatomico o bivalente, era legittima conseguenza il credere che l'alluminio in presenza dei radicali monatomici, doveva combinarsi con sei equivalenti volumetrici di questi per equivalere a tre di ossigeno. Tanto in fatto si è verificato; perocchè la composizione del cloruro pare Al^2Ch^6 , è quella stessa del fluoruro Fl^6Al^2 . Dunque la tetraatomicità dell'alluminio resta confermata; perocchè 1 equivalente corrisponde a 2 volumi d'idrogeno, quindi 2 equivalenti = a 4 volumi atomici nel linguaggio comune.

Le reazioni dei sali solubili di allumina sono le seguenti:

Forma sali, quasi sempre bianchi cogli acidi incolori, e specialmente sali doppii. Funziona come un metallo indifferente, perocchè l'ossido, al pari di quello di ferro, coi protossidi alcalini funziona da acido, e con gli altri acidi energici fa l'ufficio di base.

Le soluzioni sono precipitate in bianco gelatinoso in contatto dell'ammoniaca, della soda e della potassa. Ma un eccesso di alcali fisso scioglie il precipitato; il quale se si raccoglie e si lava, dopo tale lavatura difficilmente resta privo di tracce di alcali. — I carbonati di questi alcali precipitano in bianco l'allumina idrata; e questo deposito non è solubile in un eccesso di precipitante.

L'idrogeno solforato non precipita i sali di allumina; mentre il solfuro di ammonio dà un precipitato di allumina idrata bianco alquanto sporco.

Una soluzione concentrata e bollente di solfato di potassa, mista ad una soluzione del pari bollente di solfato di allumina, dà belli cristalli ottaedrici di allume (solfato doppio di allumina e potassa con acqua).

Esposto un composto di alluminio qualunque al cannello con un poco di soda non dà colore alcuno; ma toccata la pastina con un poco di nitrato di cobalto, alla fiamma esterna dopo un'insufflazione energica prende un bel colorito azzurro violetto caratteristico. — Tutte le materie coloranti poste a contatto di un sale di allumina, o precipitano immediatamente la sostanza colorante, o trattate con la potassa si forma una materia solida (idrato di allumina) che trasporta tutte le sostanze tintorie. Questi precipitati si dicono Lacche.

I principali sali di alluminio sono:

Al^2Ch^6	cloruro anidro d'alluminio
Al^2Fl^6	fluoruro »
Al^2O^3	ossido di alluminio (allumina)
$\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{SuO}^3 + \text{KaO}, \text{SuO}^3 + 24\text{HO}$	allume
$\text{SiO}^2, 3\text{Al}^2\text{O}^3$	silicato di allumina (Kaolino)
$\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{KaO}$	alluminato di potassa
$\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{NaO}$	» di soda.

Esistono però molte specie mineralogiche i cui nomi segnano quasi gruppi affini di costituzione analoga. I *caolini* che risultano dalla decomposizione dei feldspati, le *miche*, i *granati*, i *zeoliti* sono tutti composti più o meno di allumina, silice, ossidi basici ed acqua. Di questi, i chimici studiarono le *argille caoliniche* o le terre a porcellana come le specie che grandemente interessano la tecnologia figulinica e la ceramica.

Ossido d'alluminio Al^2O^3 — *Allumina*. Si trova nel regno minerale e le sue forme appartengono al sistema esagonale; allo stato di purezza è detto *corindone* il quale è il più duro tra i minerali dopo il diamante; l'allumina porta diversi nomi a seconda della diversa sua colorazione.

Corundon jalino, o *zaffiro bianco* se è trasparente.

Rubino orientale quando è rosso.

Zaffiro quando è azzurro.

Smeraldo orientale se è verde.

Topazio orientale allorchè è giallo.

Amatista orientale quando è violetto.

Lo *smeriglio* non è altro che corindone sporcato da ferro.

L'allumina è bianca, leggiera ed untuosa al tatto, ed aggrappa fortemente la lingua. È infusibile al calore delle fucine, ma entra in fusione, diventando molto liquida, alla cannella a gas ossidrogeno. Non si scioglie nell'acqua, ma si scioglie negli acidi quando non è stata calcinata: in quest'ultimo caso si discioglie difficilmente. Si discioglie ancora nelle soluzioni alcaline, non si decompone col calore e non pare si combini coll'acido carbonico*.

Si prepara calcinando al rosso l'allume ammoniacale.

Cloruro d'alluminio Al^2Cl^6 — Solido, di colore bianco leggermente giallo, volatile e solubilissimo nell'alcool. Gittato nell'acqua, produce un sibilo come quello che un ferro arroventato produrrebbe nella medesima condizione, e dà un idrato cristallino con 12 equivalenti d'acqua. La soluzione acquosa si decompone col riscaldamento. $Al^2O^3, 3HO$. Incontrasi minerale e chiamasi *Diaspore*. Quello che trovasi in natura è laminoso ed insolubile negli acidi. Col calore decrepita, e perdendo l'acqua si riduce allo stato anidro. Quello preparato artificialmente è bianco allo stato umido, gelatinoso, solubile nella potassa, nella soda e debolmente nell'ammoniaca.

Si ottiene precipitando colla potassa o colla soda un sale di allumina.

* Secondo talune esperienze di Bley ed altre di Muspratt e Danson questo carattere dell'allumina ammesso fin'oggi da tutti i chimici non le appartarrebbe, perchè, secondo essi, esistono diverse specie di carbonati.

Incontrasi benanco in natura un altro idrato d'allumina detto *Gibbsite*, il quale ha per formola $\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{H}^2\text{O}$ ed è in masse mammellonari, bianco-verdicce, insolubili negli acidi e capaci di perdere l'acqua col riscaldamento.

Fluoruro di alluminio Al^2F^6 — È in massa amorfa, traslucida, giallastra, insipida e solubile nell'acqua. La sua soluzione attacca il vetro. Riscaldato al rosso abbandona acido idrofluorico.

Può ottenersi disciogliendo nell'acido idrofluorico l'idrato d'allumina.

Solfato di allumina $\text{Su}^2\text{O}^3, \text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{H}^2\text{O}$ — È un corpo solido, cristallizzato in piccole laminette flessibili, e di splendore perlaceo. Il suo sapore è zuccherino ed astringente; possiede reazioni acide ed è solubilissimo nell'acqua. Col riscaldamento si fonde dapprima, quindi si gonfia e diventa anidro, e da ultimo si decompone lasciando un residuo di allumina.

Questo sale si può combinare con diverse quantità della stessa sua base e produrre altri composti, che vanno rappresentati colle seguenti formole:



Questi due solfati basici s'incontrano abbondantemente ne' terreni vulcanici.

Si preparano colla unione diretta dell'allumina coll'acido solforico. Il naturale trovasi nell'America del Nord.

Solfato di potassa e di allumina $4\text{SuO}^4, \text{Ka}^2\text{Al}^2, 24\text{HO}$ — *Allume*; *allume di potassa*; *allume di Rocca*. Esiste a Pozzuoli, in Italia ed alla Tolfa presso Civitavecchia. In quest'ultima località si trova combinato, secondo *Cardier*, con idrato di allumina, in un minerale conosciuto col nome di *allumite*, che è una sostanza compatta e cristallina.

È in cristalli voluminosi, bianchi e trasparenti, di un sapore astringente alquanto dolciastro, di reazione acida, ed alquanto efflorescente all'aria. È solubile nell'acqua, ed una sua soluzione concentrata a caldo deposita col raffreddamento il sale in cristalli ottaedrici: l'allume cubico si produce in presenza di un eccesso di allumina, e ad una temperatura che non oltrepassi i 40° o 50° . Col riscaldamento si fonde nell'acqua di cristallizzazione, e dopo perdendo questa, rimane allo stato anidro, sotto forma di massa bianca, opaca, rigonfiata e leggiera, la quale è conosciuta coi nomi di *allume bruciato*, *allume calcinato*, *allume usto*. Se il calore si porta oltre, allora decomponendosi il solfato di allumina, rimane una mescolanza di allumina e solfato di potassa, e l'acido solforico si sviluppa. Da ultimo, ad elevatissima temperatura anche il solfato di potassa si decompone per la presenza dell'allumina, e ri-

mane un aluminato di potassa. Mischiando l'allume col carbone e calcinando la mescolanza si ottiene una massa formata di polisolfuro di potassio, di allumina e di carbone, la quale è detta *piroforo di Homberg* perchè si accende all'aria spontaneamente.

Si prepara in grande con diversi processi secondo la natura dei minerali che si adoperano, e questi processi o consistono ad aggiungere solfato di potassa ai composti naturali che contengono il solfato di allumina bello e formato, ovvero a separarlo da altre sostanze con cui si trova conimisto, trattando il minerale coll'acqua, e facendo cristallizzare la soluzione.

Solfato di soda e di allumina $\text{Su}^4\text{O}^{16}, \text{Na}^2\text{Al}^2, 24\text{HO}$ — *Allume sodico*. È cristallizzato nelle forme dell'ottaedro, del cubo, o di queste due unite insieme. È molto solubile nell'acqua effiorisce prontamente all'aria.

Si prepara evaporando una soluzione fatta a parti uguali di solfato di soda e di solfato d'allumina.

Solfato di ammoniaca e di allumina $\text{Su}^4\text{O}^{16} (2\text{NH}^4)\text{Al}^2 + 24\text{HO}$ — *Allume ammoniacale*. È analogo all'allume ordinario. Calcinato si decompone, restando in ultimo un residuo di allumina pura.

Si ottiene in grande, aggiungendo urina putrefatta al solfato di allumina, o solfato di ammoniaca *.

Composti salini e metallurgia dello stagno.

Il minerale unico adoperato fin da remota antichità per la fabbricazione del bronzo è la *Cassiterite* (biossido di stagno) che si riduce facilmente col carbone in metallo. Le principali miniere di stagno si trovano in Sassonia, in Boemia, nella Contea di Cornovallies, e nelle Indie. Se ne trova benanche in altre località, come in Brettagna, ma non forma oggetto d'industria metallurgica. Il minerale in sabbie più o meno grossolane è lavato e pulito pel proprio peso, le terre più leggiere essendo capaci di esser portate via dall'acqua. Questo primo prodotto è torrefatto in forni, per scomporre ed ossidare i solfuri, ed i solfarseniuri che s'incontrano nella mina. La materia è poi paleggiata in uno spazio lungo, talchè cadendo per la densità relativa nel cadere si assortisce, e la *Cassiterite* non alterata dalla torrefazione si separa dai nuovi ossidi formati, che sono più leggieri. Così la polvere pesante si lava di nuovo, e poi si riduce in *forni a manica* così detti, il cui fondo è di granito o di altra pietra dura di un sol pezzo. I forni sono da 3 a 5 metri di altezza, ricevono un miscuglio di minerale

* Gli *allumi* sono un genere di sali in cui restando la formola di tipo generale può rimpiazzarsi tanto il metallo monatomico, quanto il tetratomico.

e di carbone, e sono alimentati da una corrente d'aria. Il piano del forno è inclinato in modo da far cadere lo stagno che si riduce in una pendola di ferro-fuso tenuta calda. In fatti appena la riduzione avviene, lo stagno cola e si raccoglie nella pignatta, mantenendosi fuso: e quando questa è piena, si agita la massa con legno verde e si cola il metallo in istampi di ferro (goeses) ove si rappiglia in pani commerciali per gli usi comuni.

Siccome questo metallo non è puro, così si raffina in appositi forni di fusione, anche col fondo inclinato. Lo stagno puro fonde il primo e cola, come nel primo caso; lo stagno impuro resta fra le scorie, ma una corrente di aria ed ossido di carbonio, ossida gli altri metalli, e riduce l'ossido di stagno, che ricola anche puro. Questa operazione ripetuta una o due volte, o tre, fornisce dello stagno di prima, seconda e terza raffinazione: aumentando perciò di prezzo il metallo.

Da per tutto il metodo è lo stesso, perchè il minerale è di una sola specie.

La polvere leggiera, si tratta in forni a crogiuoli, ove il minerale ed il carbone si arroventano, e senza spinta di aria danno una culatta bruta, che si affina col modo sudescritto.

Ottenuto lo stagno, col metallo si preparano i diversi bronzi, e tutti i sali di cui si abbisogna in Chimica: sia ossidando il metallo con l'acido nitrico, e decomponendo i nitrati, sia col produrre i cloruri in abbondanza, e con questo per doppia sostituzione ottenere gli altri sali.

Le soluzioni di sali di stagno possono avere due composizioni; cioè, i sali stannosi ed i sali stannici. I caratteri distintivi sono:

Le soluzioni dei sali stannosi si distinguono, perchè l'acido idroclorico non dà precipitato, l'idrogeno solforato in soluzione precipita in bigio ed il precipitato è solubile nei solfuri alcalini.*

Il cloruro di oro in soluzione, quando il sale stannoso è diluito dà una colorazione color porpora; è bruno più violetto rossigno se la soluzione è concentrata (porpora di Cassio).

Nei sali stannici invece, l'acido cloridrico non precipita, l'idrogeno solforato, ed il solfuro di ammonio precipita in giallo-bigio; il precipitato è ancor esso solubile in un eccesso di solfuro alcalino; l'ammoniaca precipita in bianco dapprima poi solve nel suo eccesso il precipitato, formando stannato ammo-

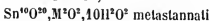
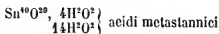
* Il signor *Lepage* ha consigliato per aver una soluzione di solfuro d'idrogeno come reagente, atta a mantenersi per molto tempo buona, di fare un liquido formato di parti eguali di glicerina ed acqua distillata, e saturarlo di gas. E quantunque il soluto contenga 66 p. $\frac{100}{10}$ d'idrogeno solforato, invece di 100 che ne solve l'acqua pura, pure questa si altera presto, e quella resiste per più di un anno.

nico. La soluzione di cloruro di oro si comporta esattamente come nei casi precedenti.

I composti salini meglio studiati sono:

Sali stannosi principali		Sali stannici.	
Sn^2O^2	protossido	Sn^2O^4	biossido
Sn^2Su^2	protosolfuro	Sn^2Su^4	bisolfuro
Sn^2Fl^2	protofluoruro	Sn^2Fl^4	bifluoruro
Sn^2Ch^2	protocloruro	Sn^2Fl^6	sesquifluoruro
Sn^2Br^2	protobromuro	Sn^2Ch^4	bicloruro
Sn^2Jo^2	protoioduro	Sn^2Ch^6	sesquicloruro
$\text{Sn}^2\text{O}^2, 2\text{H}^2\text{O}^2$	idrato di protoss.	$\text{Sn}^2\text{O}^4, 2\text{H}^2\text{O}^2$	acido stann. idr. ^{to} .
$\text{Sn}^2\text{O}^2, \text{Su}^2\text{O}^6\text{Aq}$	solfato stannoso	$\text{Sn}^2\text{O}^4, 2\text{M}^2\text{O}^2$	stannati metallici.

Acidi stannici.



Protossido di stagno Sn^2O^2 — I suoi caratteri fisici differiscono secondo il metodo di preparazione. Può essere bruno, nero o rosso; cristallizzato in lamine di colore oliva, od in cristalli duri, brillanti e neri.

È insolubile nell'acqua e negli alcali, ma si scioglie facilmente negli acidi. Riscaldato in contatto dell'aria s'infiama, brucia come l'esca, e si trasforma in acido stannico.

Si può ottenere sia facendo bollire l'idrato di protossido con l'ammoniaca in eccesso, sia evaporando nel vuoto la soluzione di idrato di protossido nella potassa.

Itrato di stagno $2\text{SnO}, \text{HO}$ — Corpo bianco, insolubile nell'acqua, che si disidrata col riscaldamento. È solubile in una soluzione di potassa o di soda, e secondo Fremy, in presenza di questi, coadjuvati dal calore, diventa anidro, e si precipita.

Il precipitato bianco che si ottiene versando un carbonato alcalino nel protocloruro di stagno è l'idrato che ci occupa.

Sesquisolfuro di stagno Sn^2Sn^2 — Solido di color bianco bigiastro, e di splendore metallico.

Riscaldato perde una porzione di zolfo e passa in protosolfuro. L'acido idroclorico lo decompone, si svolge idrogeno solforato, si

produce protocloruro di stagno e bisolfuro dello stesso metallo.

Si ottiene, secondo *Berzelius*, calcinando una mescolanza di 3 parti di protosolfuro di stagno ed 1 di zolfo al rosso scuro.

Bisolfuro di stagno Sn^2Su^4 — Oro mussivo. Questo solfuro in masse cristalline leggiere di vago aspetto si ottiene con l'artificio seguente. Si fa prima un'amalgama di 2 parti di stagno ed 1 di mercurio, e si polverizza con 1 parte di sale ammoniaco ed $1\frac{1}{2}$ di fiori di zolfo. Fatta la miscela omogenea, la si sublima in matraccio di vetro in bagno di sabbia, come praticasi pel calomelano. Si ottengono allora sublimati alla parte superiore del vase, solfo, sale ammoniaco e solfuro di mercurio; ciò che resta nel fondo è una massa leggiere e gialla di bisolfuro di stagno, grasso al tatto. La condotta della operazione è regolata dal modo come si svolge il vapore di sale ammoniaco: quindi la temperatura non eccederà mai quella che fornirebbe del fiore di sale ammoniaco semplice o marziale — Questo sale si scompone ad alta temperatura in solfo e protosolfuro. Si usa per lo stropiccio dei cuscinetti con il vetro delle antiche macchine elettriche — Si usava anticamente come verinica.

Deutofluoruro di stagno Sn^2Fl^4 — Non si ottiene allo stato cristallino. Riscaldando la sua soluzione al calore dell'ebollizione si coagula come l'albumo dell'uovo.

Protofluoruro di stagno Sn^2Fl^2 — È cristallizzato in prismi bianchi, e splendenti, di sapore dolciastro ed astringente e solubile nell'acqua. Esposto all'aria si cangia in deutofluoruro.

Protocloruro di stagno Sn^2Ch^2 — Sale di stagno. Il cloruro anidro è solido, brillante, di frattura vetrosa, volatile, e capace di distillare al rosso bianco. S'inflamma a contatto del gas cloro, riducendosi in bicloruro liquido.

L'idrato è cristallizzato in ottaedri, e qualche volta in lamine micacee e brillanti: quello del commercio è in aghi trasparenti. Ha un sapore stitico; è solubilissimo nell'acqua, e la soluzione si decompone in contatto dell'aria in cloridrato di cloruro di stagno, che resta disciolto, ed in ossicloruro che precipita; l'aggiunta dell'acido idroclorico può impedire questa decomposizione. Col riscaldamento si fonde, quindi si volatilizza, dopo aver perduto l'acqua. È un corpo energicamente riduttore: difatti i sali di mercurio, di argento, di platino ecc., sono ridotti allo stato metallico, molti altri passano ad un grado inferiore di ossidazione. La composizione dell'idrato di questo cloruro è espressa dalla formola $\text{Sn}^2\text{Ch}^2, 2\text{H}^2\text{O}^2$.

L'idrato si prepara sciogliendo lo stagno nell'acido idroclorico concentrato, fuori il contatto dell'aria, e concentrando il liquido. L'anidro, si può ottenere tanto facendo fondere il sale idrato e

quindi distillando al rosso il prodotto della fusione, quanto riscaldando lo stagno in una corrente di gas acido idroclorico.

Serve a preparare la *porpora di Cassius*, e nella fabbricazione delle tele dipinte, sia da mordente, sia come disossidante: la tintoria ne fa grande uso.

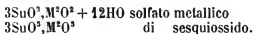
Ossicloruro di stagno $\text{SnCl}_2, \text{SnO}$ — È una polvere leggiera, di colore bianco di latte, e solubile nella potassa caustica, la quale soluzione dopo qualche tempo deposita lo stagno metallico.

Si produce versando molt'acqua sul protocloruro di stagno cristallizzato.

Solfato di stagno $\text{Sn}^2\text{O}^3, \text{Sn}^2\text{O}^2$ — È in piccoli aghi cristallini, solubilissimi nell'acqua fredda, e la soluzione si decompone rapidamente producendo un solfato basico, bianco ed insolubile. Col calore si decompone, svolge acido solforoso, e lascia un residuo di acido stannico.

Per preparare questo sale bisogna trattare il protossido di stagno precipitato di fresco, con acido solforico allungato e riscaldare il mesuglio.

Si conoscono altri sali di questo genere, e di questi la composizione è la seguente:

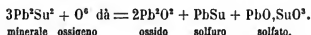


Metallurgia e composti del piombo.

Il lavoro dei minerali di piombo, quasi sempre argentiferi, auriferi, e rameosi è forse il più variato nella semplicità dei principii scientifici che regolano il metallurgista. In effetti, essendo la *galena* il minerale a trattarsi, questo solfuro di piombo si trova ora unito con l'argento e l'oro, ora con l'argento e il rame, e soventi con questi tre metalli e qualche altro in quantità poco valutabili. Bisogna dunque procurarsi piombo metallico, senza il quale non si ottengono composti di questo metallo. E tale proposizione è quasi assolutamente vera, se ne toglie la produzione del litargirio, che a rigore pure dal piombo regolino, nelle grandi fabbriche si prepara. I principii su cui poggia l'industria colossale della estrazione del piombo sarebbero questi: 1° Arrostire il solfuro, che si cangia in solfato ed ossido, esporre ad alta temperatura il prodotto, che per reazione reciproca si riduce in acido solforoso e piombo libero, il quale fuso si cola in pani commerciali: processo che si adopera per le galene ricche e poco siliciose; 2° Decomporre il solfuro a caldo con un altro metallo atto a togliere lo zolfo, e non alterare il piombo. Il primo modo dicesi *processo a reazione*, il secondo *processo per riduzione*.

Con qualunque di questi metodi ottenuto il piombo, se ne saggia sempre una piccola quantità con la coppellazione, e si vede se conviene da esso ricavare i metalli nobili; perocchè se contiene meno di $\frac{1}{500}$ di questi non lice trattarli, ma col 4 a 5 p. $\frac{2}{3}$ almeno, allora vi è convenienza, e si tratta per avere l'argento o l'oro.

Metodo per reazione — Consiste questo nell'arrostire il minerale, ridotto quasi in fina polvere, nel suolo di un forno di riverbero, a piccolo strato, sotto l'influsso di una corrente di aria a temperatura del rosso scuro. Il forno è costruito in modo, che il suolo presenti una inclinazione poco profonda nel mezzo — Il materiale dopo qualche ora di fuoco si rimuove con barre o pale di ferro e si ammassa nel centro. Nella prima reazione succede che,



Questi materiali, portati nel mezzo del fornello, si chiudono le aperture laterali per evitar l'aria e si dà loro un buon colpo di fuoco, allora tutto si cangia in acido solforoso e piombo; poichè $\text{PbSu} + \text{PbSuO}^4 = \text{Pb}^2 + \text{Su}^2\text{O}^4$ e nel tempo stesso $2\text{Pb}^2\text{O}^2 + \text{Pb}^2\text{Su}^2 = 3\text{Pb}^2 + \text{Su}^2\text{O}^2$. Laonde il metallo si fonde e resta nell'inclinazione del forno, ricoverto da una ganga, di ossido e solfuri fusi insieme, che lo ricovre. Raffreddato si stacca il piombo, e la metallina superiore si adopera in un secondo trattamento. In Inghilterra, in Carintia ed in Bretagna si usa ancora questo metodo; l'altro è adoperato all'Harz ed a Liège ed ovunque la galena contiene *ganga* silicea.

Metodo per riduzione — Il minerale è misto a linatura o barrenatura di ferro, ad un poco di calcare, ed è fuso in particolar fornello al rosso chiaro. La silice forma vetro con la calce, che solve gli ossidi di rame, di ferro e di piombo, mentre il ferro si appropria del solfo e riduce il piombo. La massa fusa si fa cadere in uno spazio conico posto alla parte inferiore del forno, ove si mantiene calda, e di là in cilindri conici di ferro fuso. Col raffreddamento graduato, si ottiene una culatta metallica ed una massa spezzabile, ganga di solfuro di piombo e di ossido, ed il vetro colorato dagli ossidi diversi. Si staccano per strati i tre prodotti, il vetro si conserva forse per nuova operazione, la metallina per nuova riduzione, ed il metallo fuso di nuovo si riduce in pani con la merca adottata dal fabbricante *.

* In Napoli vi fu una piccola industria metallurgica, come Scuola quasi pratica dell'Artiglieria e del Genio militare; ed il signor *De Grandis* che la diresse adoperava un metodo misto direi quasi, con ottimo successo. Il forno a riduzione era costruito in modo che il minerale subiva prima un ar-

Il piombo metallico serve a preferenza in tecnologia, e nel commercio viene in grossi pani, sottilmente laminato, od in lamine alquanto spesse per costruire le camere ad acido solforico, e per farne tubi. Il piombo non ammette saldature, perchè si ossida e carbonato sollecitamente: e però si salda con la cannella a gas idrogeno. Serve alla confezione di modelli, dei proiettili da fucile, dei pallini da caccia, ed alla produzione di molte leghe composte bianche. La si adopera in Chimica per la produzione di svariati composti minerali ed organici; e specialmente pel *massicot*, *litargirio*, *minio*, *cerussa* e *giallo di croma*. L'acetato di piombo è un sale commerciale da cui si ottengono per doppia sostituzione gli altri sali a base di piombo.

I sali di piombo sono numerosi e quasi tutti importanti, specialmente quelli formati ad acido colorato, perchè l'ossido di piombo ha una certa proprietà, come dicono gli artisti, di covrir bene le superficie spalmate con esse: ossia hanno *buon corpo*. Noi indichiamo i più necessari a conoscersi, specialmente i composti doppii.

Pb^2O^2	protossido di piombo
Pb^4O^2	sottossido »
$Pb^2O^4, 2Pb^2O^2$	minio (varietà)
$Pb^2O^4, 3Pb^2O^2$	
$Pb^2O^4, 5Pb^2O^2$	
Pb^2O^4	bi-ossido di piombo
$Pb^2O^2 + H^2O^2$	idrato »
$Pb^2O^2, 2NO^3$	nitrito »
Pb^2O^2, NO^3	nitrito basico
$Pb^2O^2, 2NO^5$	nitrate neutro
$Pb^2O^2, 2NO^5, 2Pb^2O^2$	» basico
$Pb^2O^2, 2NO^5, 3Pb^2O^2$	» tribasico -
$Pb^2O^2, 2NO^5, 5Pb^2O^2$	» pentabasico
Pb^2O^2, Su^2O^6	solfato di piombo (anglisite)
Pb^2O^2, C^2O^4	carbonato »
Pb^2O^2, H^2O^2 } PhO^3	pirofosfato »

rostimento; poi riceveva la limatura di ferro; quindi si chiudeva e si portava rapidamente ad un fuoco più forte, il piombo e la scoria fusi insieme si colavano nei coni di ferro, si lasciavano la notte, l'indomani si staccava il fondo metallico dalla scoria; questa si servava per ridurla ancora, il piombo si fondeva per colarlo in istampi appropriati.

$3\text{Pb}^2\text{O}^2, \text{PbO}^3$	fosfato tripiombico
$\text{Pb}^2\text{O}^2, \text{PbO}^3$	metafosfato di piombo
$4\text{Pb}^2\text{O}^2, \text{PbO}^3, \text{H}^2\text{O}^2$	altro fosfato »
Pb^2Su^2	protosolfuro »
Pb^4Su^2	sottosolfuro »
$\text{Pb}^2\text{Su}^1 ?$	polisolfuro »
Pb^2Ch^2	protocloruro »
$\text{Pb}^2\text{Ch}^2, \text{Pb}^2\text{O}^2, \text{Aq}$	monocloruro protossido
$\text{Pb}^2\text{Ch}^2, 4\text{Pb}^2\text{O}^2$	» tetrossido
$\text{Pb}^2\text{Ch}^2, 5\text{Pb}^2\text{O}^2$	» pentossido
$\text{Pb}^2\text{Ch}^2, 7\text{Pb}^2\text{O}^2$	» eptossido
Pb^2Jo^2	protojoduro di piombo
$\text{Pb}^2\text{Jo}^2, \text{Pb}^2\text{O}^2, \text{Aq}$	monojoduro protossido
$\text{Pb}^2\text{Jo}^2, 2\text{Pb}^2\text{O}^2, \text{Aq}$	» biossido
$\text{Pb}^2\text{Jo}^2, 5\text{Pb}^2\text{O}^2, \text{Aq}$	» pentaossido
$\text{Pb}^2\text{O}^2, \text{Cr}^2\text{O}^6$	cromato di piombo
$\text{Pb}^2\text{O}^2, 2\text{Cr}^2\text{O}^6$	bicromato »

Le reazioni dei sali di piombo sono altamente significanti per cagione dei suoi composti. Così, i soluti limpidi precipitano in bianco con gli alcali e loro carbonati, in bianco con l'acido solforico ed i solfati; in giallo pallido coi joduri; ma il precipitato è solubile nell'acqua bollente e cristallizza in lamelle gialle col raffreddamento. L'acido idroclorico ed i cloruri precipitano in bianco le soluzioni concentrate, e non le diluite perchè il cloruro è un poco solubile. I cromati alcalini danno un precipitato giallo, che si scolora e decompone con gli alcali e carbonati in eccesso. L'idrogeno solforato ed il solfuro d'ammonio precipitano in nero, insolubile nell'eccesso del reagente. I soluti deboli, o molto diluiti, posti a contatto di lamine di zinco, precipitano il piombo cristallizzato, che si distingue agevolmente.

Protossido di piombo Pb^2O^2 — Massicot; litargirio. Solido, di colore che varia dal giallo sporco al giallo rossastro. Al di sotto del calor rosso si fonde, e raffreddandosi dà dei cristalli micacei; dopo la fusione porta il nome di litargirio, essendo in polvere lamelliforme, laddove fuso in masse è detto massicot. Si scioglie in 7000 parti d'acqua e la soluzione possiede reazione alcalina. Riscaldato all'aria a 300° circa, assorbe ossigeno e passa ad ossido salino: l'idrogeno ed il carbone in queste stesse condizioni lo ri-

ducono facilmente. All'aria assorbe l'acido carbonico: si combina cogli acidi, con gli alcali e con le terre e produce dei composti detti da taluni *piombiti*.

Riscaldando il piombo all'aria, ad una temperatura superiore a quella della sua fusione, si ottiene questo composto. Il carbonato ed il nitrato di piombo, con la calcinazione, danno lo stesso ossido. È prodotto secondario della coppellazione.

È usato in pittura, nelle vitriere, e per la preparazione di diversi medicinali esterni.

Ossido salino di piombo $Pb^2O^4, 2Pb^2O^2$ — *Minio; piombato di ossido di piombo*. È sotto forma di polvere di color rosso-arancio bellissimo, e pesante. In contatto degli acidi si decompone in protossido, che si combina a questi, ed in biossido che resta insolubile. Allo stato idrato è di color giallo; riscaldato diventa anidro acquistando il colore ed il carattere del minio.

Questo composto non offre sempre la medesima composizione; quella del minio ordinario è espressa secondo *Dumas* con la formula soprascritta; il minio analizzato da *Berzelius* ha dato Pb^2O^2, Pb^2O^2 ; quello analizzato da *Longchamp*, ha fornito $Pb^2O^4, 5Pb^2O^2$; e l'altro trovato in un forno a riverbero ed analizzato da *Houton-Labillardière* ha somministrato $Pb^2O^4, 3Pb^2O^2$.

Si ottiene calcinando il massicot all'aria libera, in guisa però da non portare la temperatura oltre i 300° , o, ciò che torna lo stesso, di non far fondere l'ossido.

È impiegato come materia colorante, e nella fabbricazione del cristallo per fornire ossigeno e protossido basico.

Sottossido di piombo Pb^4O^2 — Si produce alla superficie del piombo esposto all'aria umida.

È sotto forma di polvere bigio-scura, la quale riscaldata all'aria brucia come l'esca e passa in protossido. Sotto l'azione degli acidi e degli alcali si decompone producendo piombo e protossido di questo metallo. Riscaldato fuori il contatto dell'aria, ad una temperatura non minore di 400° si scinde nei succennati prodotti.

Si ottiene calcinando l'ossalato di piombo in vasi chiusi, a moderato calore.

Biossido di piombo Pb^2O^4 — *Acido piombico, ossido pulce di piombo*. Presentasi come una polvere bruno-fosca, insolubile nell'acqua, che si decompone facilmente col calore e con gli acidi svolgendo ossigeno. Si riconosce, perchè triturato a secco col fiore di zolfo lo accende, e in contatto di una corrente di acido solforoso si trasforma in solfato di piombo. Serve acconciamente per ossidare in certe condizioni le molecole di origine organica, ed in un modo speciale. Si combina in varie proporzioni col suo protossido e forma i diversi *minio* che corrono in commercio. Si prepa-

ra appunto decomponendo questi con acido nitrico diluito e caldo. Lavando ed asciugando il precipitato.

Idrato di piombo $Pb^2O^2 + H^2O^2$ — È bianco, facilmente decomponibile dal calore che lo riduce in ossido anidro, e più di questo solubile negli alcali. Tali soluzioni alcaline cariche debbono considerarsi come veri sali, perchè il protossido di piombo esercita la funzione di un acido debole.

Si ottiene versando ammoniaca in una soluzione fredda d'un sale di piombo.

Protosolfuro di piombo Pb^2Su^2 — *Galena*. Incontrasi abbondantemente nel regno inorganico in forme derivanti dal cubo.

Questo minerale è di colore azzurrastro bigio, di splendore metallico di una densità di 7,585. È meno fusibile del piombo metallico, capace di volatilizzarsi parzialmente sotto l'influenza di una corrente gassosa, e riducibile in piombo metallico dal gas idrogeno sotto l'influenza del calore. Calcinato in contatto dell'aria si cangia in una mescolanza d'ossido e di solfato di piombo. È attaccato dall'acido nitrico che lo riduce in solfato, e solo dopo molto tempo l'acido idroclorico lo riduce in cloruro.

Preparato artificialmente è in massa porosa, di color bigio. Riscaldato al rosso bianco, in vasi chiusi, acquista una tessitura cristallina ed uno splendore metallico. Si fonde e si sublima a temperatura elevatissima.

Si ottiene facendo fondere una miscela ad equivalenti di piombo e zolfo.

La *galena* è impiegata per l'estrazione del piombo metallico dell'argento e dell'oro quando ne contiene.

Sottosolfuro di piombo Pb^4Su^2 — È una massa fusa, che si schiaccia sotto i colpi del martello e presenta una frattura lamellosa e cristallina quando si rompe.

Si ottiene facendo fondere in un crogiuolo di creta refrattaria, una mescolanza di galena e granitura o pallini di piombo, ed altrettanto borace.

Si conosce un altro sottosolfuro di piombo della formola Pb^4Su . Questo si prepara come il precedente, impiegando però un crogiuolo di carbone e non mescolandovi borace. È del colore del piombo un poco fosco, di frattura granellosa e capace di essere tagliato dal coltello.

Polisolfuro di piombo Pb^2Su^3 ? — È poco studiato. Ha un color rosso, che si cangia subito in nero decomponendosi in solfo e protosolfuro.

Si ottiene decomponendo un sale solubile di piombo con una soluzione di un polisolfuro alcalino.

Cloruro di piombo Pb^2Ch^2 — Occorre in natura cristallizzato in aghi prismatici.

Artificialmente preparato, è bianco, e si può avere cristallizzato in piccoli agli splendenti. Ha un sapore dolciastro, è solubile appena nell'acqua, insolubile nell'alcool, e solubile nell'acido idroclorico concentrato e bollente. Quest'acido intanto, lo precipita dalla sua soluzione acquosa. Riscaldato si fonde, e raffreddandosi si rappiglia in una massa bigia, diafana, flessibile ed atta ad esser tagliata dal coltello; questa era dagli antichi chiamata *piombo corneo*: al calor rosso poi si volatilizza e spande vapori bianchi.

L'ossido, o il piombo metallico, sciolti nell'acido idroclorico bollente, danno il protocloruro di piombo.

Protossicloruro di piombo Pb^2Ch^2, Pb^2O^2, Aq^x — Incontrasi nel regno minerale.

Nello stato di fusione è di color giallo fosco e col raffreddamento si solidifica in una massa quasi cristallina e bianca. Questo corpo contiene acqua.

Si può preparare, sia facendo digerire il cloruro di piombo in una soluzione di acetato dello stesso metallo, sia versando a goccia a goccia una soluzione di sal comune in un'altra d'acetato neutro di piombo.

Biossicloruro di piombo $Pb^2Ch^2, 4Pb^2O^2$ — Si trova in Inghilterra minerale e cristallizzato. È incolore, solubilissimo negli acidi e fusibilissimo.

Pentaossicloruro di piombo $Pb^2Ch^2, 5Pb^2O^2, Aq^x$ — È una polvere bianca, insolubile, capace di perdere l'acqua al calor rosso, acquistando un color giallo pallido, e di fondersi in una massa dello stesso colore al rosso vivo.

Si produce tutte le volte che si versa una soluzione di sal comune in un'altra di acetato basico di piombo.

Eptaossicloruro di piombo $Pb^2Ch^2, 7Pb^2O^2$ — *Giallo minerale: giallo di Parigi; di Verona; di Turner; di Cassel.* Si può avere cristallizzato in ottaedri voluminosi dopo averlo fuso. È di un bel colore giallo di oro, fusibilissimo e capace di attraversare le pareti dei crogiuoli quando è liquido.

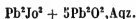
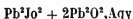
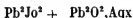
Si può ottenere facendo fondere una mescolanza di una parte di cloruro di piombo con 6 od 8 di litargirio o massicot.

Joduro di piombo Pb^2Jo^2 — È una polvere di bel colore giallo di oro se è cristallino, o giallo pallido se amorfo, solubile nell'acqua bollente. La soluzione è incolore, e col raffreddamento deposita delle lamelle esagonali, splendenti e di color giallo di oro. È solubile nella potassa caustica.

I sali solubili di piombo precipitano coi joduri alcalini ed il precipitato (joduro di piombo) può cristallizzare facendone soluti nell'acqua bollente, e caratterizza la specie.

Ossijoduri di piombo — Si conoscono tre composti di ossido e

di joduri di piombo, la di cui composizione va indicata colle formole:



Questi composti sono in polvere di color giallo pallido, insolubili nell'acqua bollente, e contenenti acqua, che non perdono neanche alla temperatura di 200° circa.

Il primo di tai ossijoduri si prepara facendo bollire nell'acqua il precipitato che si ottiene quando si versa il joduro di potassio in una miscela degli acetati neutro e basico di piombo; l'altro precipitando il joduro di potassio per mezzo dell'acetato di piombo; l'ultimo precipitando l'acetato surbasico coll'istesso joduro.

Nitrilo neutro di piombo $2\text{NO}^3, \text{Pb}^2\text{O}^2$ — È una sostanza in prismi giallo-pallidi, solubile nell'acqua, la quale si prepara in laboratorio, trattando il seguente nitrito basico, con acido carbonico.

Nitrilo bibasico $\text{NO}^3, \text{Pb}^2\text{O}^2$ — Si offre in aghi cristallini colorati in giallo di oro. Si ottiene con un sale doppio di nitrato o nitrito $2\text{NO}^3, \text{Pb}^2\text{O}^2 + 2\text{NO}^3\text{Pb}^2\text{O}^2 + \text{Aq}$ quando si tratta il sale con una corrente di acido carbonico. È pure più o meno giallo in ottaedri regolari. I nitriti basici sono molti. Una soluzione neutra di nitrato, fatta bollire con piombo in fogli, dà il sale in esame.

Azotato di piombo neutro $2\text{NO}^5, \text{Pb}^2\text{O}^2$ — Si ottiene in belli cristalli di aspetto di porcellana, disciogliendo il litargirio od il piombo nell'acido nitrico puro, filtrando ed evaporando il liquido fino al punto di cristallizzare. La forma dei cristalli è l'ottaedro regolare, trasparenti talvolta, ma per lo più opachi. Lo si scioglie discretamente nell'acqua, ma è insolubile nell'alcool puro. Questo sale si combina con l'ossido di piombo in più proporzioni e produce i composti seguenti:

Nitrati di piombo $\text{NO}^5, \text{PbO}, \text{Pb}^2, \text{O}^2$ nitrato di piombo basico

$\text{NO}^5, \text{PbO}, 2\text{Pb}^2, \text{O}^2$ » » bibasico

$\text{NO}^5, \text{PbO}, 3\text{Pb}^2, \text{O}^2$ » » tribasico

$\text{NO}^5, \text{PbO}, 5\text{Pb}^2, \text{O}^2$ » » quinbas.*

Solfato di piombo $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Pb}^2\text{O}^2$ — Incontrasi cristallizzato nel regno minerale, detto Anglisite.

È una polvere bianca, insipida, quasi insolubile nell'acqua, e molto pesante. Non è decomposta dal calore, ma calcinata al rosso bianco entro tubi di porcellana, si decompone parzialmente ed in questa circostanza pare che la sua decomposizione debba attri-

buirsi all'acido silicico della porcellana. Il carbone, l'idrogeno, l'ossido di carbonio, lo riducono allo stato di ossido o di metallo.

Si scioglie interamente nel tartrato d'ammoniaca neutro, e la sua soluzione, dopo un certo tempo si deposita in una massa trasparente e gelatinosa. Si ottiene per doppia decomposizione.

Si conosce ancora un sale basico che è una polvere bianca ed insolubile la quale si ottiene facendo digerire il sale neutro coll'ammoniaca. La sua formola è $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Pb}^2\text{O}^2$.

Cromato neutro di piombo $\text{Pb}^2\text{O}^2, \text{Cr}^2\text{Su}^6$ — *Giallo di croma pallido*. Esiste in natura, cristallizzato in prismi romboidali obliqui sotto il nome di *piombo rosso di Siberia*. È fusibile al calor rosso e si rappiglia in masse brune con spezzatura vetrosa o cristallina. Al rosso-bianco perde quasi il 4 p. $\frac{9}{10}$ di ossigeno. È solubile in contatto di un eccesso di alcali bollente, mentre è insolubile nell'acqua — Velenoso.

Bicromato di piombo $\text{Pb}^2\text{O}^2, 2\text{Cr}^2\text{O}^6$ — Si prepara nell'arte, e porta il nome di *giallo di croma* — *Giallo carico di croma*. Ha un bel color giallo, e tutti i caratteri del precedente.

Decomponendo per sostituzione doppia un sale solubile di piombo, col cromato o bicromato di potassa, si ottengono i due composti indicati. La decomposizione col nitrato, dà prodotti di color più vivo. L'arte della pittura fa molti gialli, mischiando amido, argilla e sale di piombo, e precipitando il guazzetto col bicromato, per cui nel commercio non trovasi il giallo di croma puro.

Carbonato di piombo $\text{C}^2\text{O}^4, \text{Pb}^2\text{O}^2$ — *Piombo carbonato*; *cerussa, biacca, bianco di piombo, bianco d'argento*. Occorre cristallizzato in natura ed i suoi cristalli sono isomorfi con quelli dell'arragonite. Congiunto al solfato di piombo costituisce i minerali distinti coi nomi di *leadhillite* e di *tenarkite*. Si trova pure unito al cloruro di piombo in un minerale d'Inghilterra.

In commercio la cerussa va sotto forma di masse polverulenti conoidali, compatte, bianche, e densissime.

È insolubile nell'acqua, solubile con effervescenza nell'acido nitrico, e facilmente decomponibile dal calore. Le emanazioni d'idrogeno solforato, o di solfuro di ammonio, l'anneriscono. Meschiato agli olii essiccativi vi si unisce e li dissecca rapidamente.

Le cerusse del commercio non son fatte di solo carbonato, ma di questo sale congiunto con idrato di piombo e coi solfati di strontiana e di barite anidri. La loro formazione ha luogo nel precipitare la soluzione di nitrato o di acetato di piombo con carbonato o sesquicarbonato di soda. I processi che la somministrano in grande sono differentissimi e tutti riduconsi alla decomposizione dell'acetato tribasico, prodotto con reazioni differenti, coll'acido carbonico ricavato da diverse provenienze.

Col processo così detto olandese si sottomette il piombo lami-

nato all'azione dei vapori di aceto, ottenuto colla birra fermentata, ed a quella dell'acido carbonico derivante dalla fermentazione del letame. La cerussa così preparata analizzata da *Mulder* ha dato per risultati analitici la composizione $Pb_2O^3, H^2O^2, 2(Pb^2O^2, C^2O^4)$.

Col processo inglese si espone all'azione dell'acido carbonico, proveniente dalla combustione del coke, il litargirio bagnato con acido acetico, o con un centesimo di acetato neutro di piombo.

Il processo di *Clichy* o per precipitazione, indicato da *Thenard*, consiste nel preparare un acetato di piombo con ossido disciogliendo il litargirio a caldo nell'acido acetico proveniente dalla distillazione del legno o dalla fermentazione delle melasse e della destina, e nel farvi arrivare acido carbonico derivante dalla combustione del carbon di legno, dalla decomposizione della pietra a calce col calore, o da quella d'un altro carbonato con un acido.

Il processo di *Stratingh*, che dà la migliore qualità di cerussa, è sconosciuto. Così ottenuta oltre all'essere più bianca e al non alterarsi all'aria, differisce pure per composizione dalle altre. *Mulder* l'ha trovata fatta da $PbO, HO, 3(PbO, CO^2)$ e le analisi di *Philips* danno $PbO, HO, 5(PbO, CO^2)$.

La cerussa è adoperata in pittura. Siccome la sua preparazione espone ad una grave malattia gli operai (*colica di piombo, colica saturnina*) si è cercato farla sostituire da altro preparato che non era per influire sulla salute di quei che si addicevano ad ottenerla. Vi si sostituiva dapprima l'acido antimonioso, che si preparava col decomporre l'acido solfo-antimonioso coll'acqua; ma ultimamente vi si è supplito, e con più profitto, il bianco di zinco. Nessuna però di tali sostanze dà un bianco così opaco, e copre così bene a corpo come la cerussa di piombo.

Fosfato neutro di piombo PbO^5, Pb^2O^2, H^2O^2 — Si presenta sotto l'aspetto di polvere cristallina e bianca. Riscaldato fortemente perde acqua. Corrisponde ad un pirofosfato.

Fosfati basici di piombo $PbO^5, 3Pb^2O^2$ — Trovasi combinato al cloruro di piombo nel minerale detto *piombo fosfato, piromorfite*.

Ottenuto artificialmente col versare una soluzione di nitrato di piombo, o di zucchero di saturno, in un'altra di fosfato di soda, è in polvere bianca, ed insolubile nell'acqua. Gli alcali fissi e l'acido nitrico lo disciolgono.

Altro fosfato basico $PbO^5, 4Pb^2O^2, 2H^2O^2$ — Calcinando il sale doppio misto a nitrato di piombo, preparato col versare una soluzione di fosfato di soda in un'altra eccedente di nitrato di piombo, si ottiene il composto sopraindicato.

È tinto in bianco, s'ingiallisce col riscaldamento e torna bianco raffreddandosi.

Metallurgia e composti di nichel e di cobalto.

Nel 1751 *Cronstedt* dal minerale detto nichelina, (arseniuro di *Nichel* As^2Ni^2) non che dalla preparazione della *smaltina*, ottenne prima l'arseniuro di nichel poi il metallo; il quale per moltissimi anni è rimasto una rarità chimica. Soltanto il nichel è diventato un metallo utile, dall'epoca della introduzione nelle arti, del *pacfoung* cinese, od *argentone*.

Il processo metallurgico che ci fornisce il nichel commerciale è un po' complicato e alquanto diverso dagli altri, per la natura complessa del minerale che è un arseniuro di nichel, con cobalto e ferro, in corrispondenza quasi della *cobaltina* e *smaltina* che sono arseniuri di cobalto, di nichel e di ferro.

L'operazione comincia con la fusione del minerale in polvere in una miscela di potassa e solfo: il prodotto della fusione (*speis*) è un miscuglio di solfarseniuro di nichel e di potassio, con solfuro di nichel ed arseniuro, e solfuro di arsenico. La culatta fusa si frange in pezzetti e si attacca con miscuglio di acido solforico e nitrico, poi si precipita il nichel con un carbonato alcalino. Il carbonato di nichel misto a carbone è poi ridotto in crogiuoli, ad un fuoco violento, ed il metallo viene in commercio in pezzetti.

Il prodotto di questa operazione è lungi dall'essere metallo puro, ma contiene ancora tracce notevoli di arsenico, ferro e cobalto. Però si adopera nei svariati bisogni dei fonditori, che lo impiegano per aver delle leghe bianche o paglierine di natura diversa.

Il solo *Henry Deville*, dopo tanti altri chimici, pare avesse ottenuto un metallo puro, nelle ricerche da Laboratorio. Egli difatto sciogliendo il nichel di commercio nell'acido nitrico, poi facendo bollire il soluto con altro nichel per spostare il ferro dalla soluzione; il soluto residuo ha ripreso per l'acqua e filtrato, poi nella colatura limpida, ha fatto passare una corrente d'idrogeno solforato: filtrato di nuovo, concentrato il soluto, precipita il nichel con l'acido ossalico; l'ossalato quindi ricristallizzato due o tre volte è ridotto in un crogiuolo dapprima, poi con forte fuoco fuso lungi dal contatto dell'aria in un crogiuolo di calce. Così ottiensì un nichel puro di pregevoli qualità; cioè bianco di argento, magnetico come il ferro, e con peso specifico 8,82.

Il *Cobalto* viene estratto e depurato col medesimo processo di *Deville*. Talchè il metallo si ottiene in culatta di un bel grigio rossastro, duttile, più tenace del ferro, durissimo e di una densità di 8,5. Quantunque possa ben separarsi in forma di ossalato il nichel dal cobalto, fuori di questo processo, riesce impossibile ottenere nichel senza cobalto, e cobalto senza nichel. Ciò deriva dal perchè la *smaltina* Co^2As^2 ed il cobalto grigio $\text{Co}^2\text{As}^2, \text{Co}^2\text{Su}^4$ so-

no sempre minerali nicheliferi, essendo Ni^{As} isomorfo con quello di cobalto.

Altre volte però si arrostitiva prima il minerale del nichel e del cobalto, per ottenere buona parte dell'arsenico in acido arsenioso; e pare che in grande questo metodo si continua per avere l'arsenico bianco, essendo questa la principal sorgente di arsenico utilizzabile nella industria dei colori; perocchè con questo mezzo si ricava un altro corpo che si utilizza, mentre se ne libera il minerale. Il prodotto poi dell'arrostitimento si fonde col miscuglio di solfo e di potassa, ed il resto prosegue col solito modo, e le indicate operazioni. Comunque sia, l'estrazione del nichel e del cobalto non cessa di essere una operazione dannosa per gli operai, perchè sono essi esposti continuamente ai vapori arsenicali. E qualunque sieno per essere le precauzioni igieniche di questa classe di uomini, pur tuttavia non si perviene a sottrarli dalla malefica influenza che di continuo li circonda.

I caratteri chimici dei sali di Nichel sono: *Le soluzioni ed i sali cristallizzati van sempre colorati in verde smeraldo, più o meno intenso: gli alcali fissi vi generano un precipitato verde pommo: l'ammoniacca precipita egualmente i sali neutri di nichel in verde, ma il precipitato si solve in un eccesso di reagente, colorandosi in azzurro fosco, traente per lo più al violetto: l'idrogeno solforato non precipita le soluzioni pure ed acide, ed il solfuro di ammonio deposita in nero, dando un solfuro insolubile nell'acido idroclorico ed acetico. Il cianuro di potassio vi genera un precipitato anche solubile in un eccesso di reagente, ma l'acido solforico aggiunto fa ricomparire il precipitato. Reazione caratteristica per distinguerli dal cobalto, il quale si comporta in modo identico, ma l'acido solforico non fa ricomparire il precipitato.*

I sali, e le soluzioni, di Cobalto si distinguono: prima perchè sono tutti di color rosso più o meno bello, più o meno foschi, più o meno violacei: gli alcali precipitano in azzurro caratteristico (idrato di protossido); l'ammoniacca produce quasi lo stesso precipitato, ma in presenza di un acido o di un sale ammoniacale non è l'idrato più precipitabile; nè la soluzione ammoniacale viene alterata dalla potassa: dippiù, abbandonato il soluto ammoniacale all'aria, esso precipita in bianco sporco l'idrato di sesquiossido di cobalto. Intanto il precipitato roseo che generano i carbonati alcalini è caratteristico per il cobalto, mentre pel nichel il precipitato è verde sporco.

D'altronde, ai saggi al dardifiamma, i sali di cobalto coi fondenti danno una perla azzurra; quelli di nichel la danno o verde, o di color sporco gialliccio.

Sali di nichel

$2\text{Ni}^2\text{O}^2$	protossido
$2\text{Ni}^2\text{O}^3$	sesquiossido
Ni^2O^2 H^2O^2	} idrato di protossido
Ni^2Ch^4	
Ni^2Br^4	bicloruro
Ni^2Br^4	bibromuro
Ni^2Jo^4	bi-joduro
Ni^2Fl^4	bi-fluoruro
$2\text{Ni}^2\text{Su}^2$	protosolfuro
Ni^2Su^3	sesquisolfuro
$\text{Ni}^2\text{O}^2, 2\text{NO}^5, \text{Aq}$	nitrato
$\text{Ni}^2\text{O}^2, \text{Su}^2\text{O}^6, 7\text{Aq}$	solfato
$\text{Ni}^2\text{O}^2, \text{C}^2\text{O}^4$	carbonato

Sali di cobalto.

$2\text{Co}^2\text{O}^2$	protossido
$2\text{Co}^2\text{O}^3$	sesquiossido
$2\text{Co}^2\text{O}^4$	ossido salino
Co^2O^2 H^2O^2	} idrato di protossido
Co^2Ch^4	
Co^2Br^4	bi-bromuro
Co^2Jo^4	bi-joduro
Co^2Fl^4	bi-fluoruro
$2\text{Co}^2\text{Su}^2$	protosolfuro
Co^2Su^3	sesquisolfuro
$2\text{Co}^2\text{Su}^4$	bisolfuro
$\text{Co}^2\text{O}^2, 2\text{NO}^5, \text{Aq}$	nitrato
$\text{Co}^2\text{O}^2, \text{Su}^2\text{O}^6, 7\text{Aq}$	solfato
$\text{Co}^2\text{O}^2, \text{C}^2\text{O}^4$	carbonato.

Gli ossidi di nichel e di cobalto si ottengono con la calcinazione dei loro carbonati, il primo è bigio, il secondo verde oliva, o nero cristallino (Genth).

Il sesquiossido di nichel è polvere nera, quello di cobalto è di un bel rosa, distintissimo allo stato d'idrato, che si usa in pittura. Si preparano con la calcinazione del nitrato; o con la precipitazione del nitrato per l'ipoclorito di calce o di soda.

I rispettivi nitrati e solfati si ottengono per doppia sostituzione oolvendo i carbonati negli acidi rispettivi: sono isomorfi ed analoghi ai sali corrispondenti di ferro.

Il metallo grezzo del commercio, soluto con l'acido nitrico e depurato come è detto di sopra, dà un nitrato od un ossalato con cui possono ottenersi per doppia scomposizione gli altri sali, e specialmente il carbonato. Donde pare che il metallo ed il carbonato sono le materie prime per fare la serie dei composti del *Nichel* e del *Cobalto*.

Osservazioni — Questi due metalli tengono proprietà analoghe agli ossidi magnesiaci, e manganici: quindi potrebbero indistintamente per certe qualità classarsi fra i metalli biatomici, per certe altre studiarsi nel gruppo dei metalli tetratomici. L'avvenire pronunzierà meglio su di essi, ma per ora è meglio ritenerli per la forma dei loro sali aloidi in questo gruppo.

Molti composti empirici si usano nella fabbricazione delle musoline stampate e wagram, perocchè le tinte degli ossidi ed idrati di nichel e di cobalto si prestano alla varietà dei colori ad impressione.

Metallurgia del manganese e suoi composti.

Sebbene il manganese metallico non presentasse un grande interesse nelle sue qualità, pur tuttavolta pei suoi composti offre questo metallo un bel soggetto di studii. A rigore non è operazione industriale, il *Deville Henry* ed il *Brunner* hanno ottenuto, il manganese riducendo l'ossido manganoso-manganico con lo zucchero ad altissima temperatura; il *Brunner* l'ha ottenuto riducendo il cloruro e fluoruro col sodio, raccogliendo le culatte metalliche biancastre, durissime, segnando meglio dell'acciajo il vetro e l'acciajo stesso: ma il primo opina aver ottenuto un manganese carbonifero, il secondo un manganese silicifero: talchè i due metalli sarebbero specie di acciaio di manganese. Il peso specifico di 7,138 e 7,206 renderebbe il manganese tanto prossimo al ferro, da formare un gruppo con questi due metalli, analogo a quello del cobalto e del nichelio; ed il metallo puro sarebbe quello con densità 8,013 secondo altri sperimentatori.

Se le due culatte metalliche indicate non sono manganese purissimo, pare che questo metallo non sia stato ancora isolato. Tuttavolta è innegabile che *Scheele* nel 1774 ha notato esser la magnesia nera, ossido di un particolar metallo; che *Gahn* isolò, sebbene impuro, poco tempo dopo.

Il manganese formando una categoria di sali in cui il suo protossido e sesquiossido fa da base, queste soluzioni hanno alquanto caratteri distintivi dall'altra categoria di sali in cui gli acidi manganico e permanganico saturano basi più energiche.

Composti basici di manganese.

Mn^2O^2	protossido
Mn^2O^3	sesquiossido — Braunite
Mn^3O^4	manganite
Mn^2O^4	bi-ossido
Mn^2O^6	acido manganico
Mn^2O^7	» ossimanganico.

Le formole degli ossidi e la corrispondenza dei composti secondo l'atomicità, mena a conchiudere, che il manganese unito ai ra-

dicali bi-atomici deve avere i solfuri, i seleniuri e telloruri pari agli ossidi: che coi radicali mono-atomici presenta i tipi $Mn^2'R^2$, $Mn^2'R^4$; avendo il Nickles scoperto un tetracloruro combinabile all' etere. In quanto ai sesquicomposti $Mn^2'R^3$ corrispondenti a $Mn^2'O^3$ sono fuori ogni contestazione; anzi la loro funzionabilità elettro-negativa a riguardo dei composti $Mn^2'R^2$ che li rende combinabili fra di loro, accresce i criterii per la tetratomicità del manganese e del ferro.

Le reazioni dei sali a base di manganese, sono così riferite: *Il colorito è roseo pallido nelle soluzioni, o nei sali idrati: affatto bianco a secco, o nei sali anidri. La potassa e la soda producono un precipitato bianco di protossido idrato, o sporco di sesquiossido idrato, nei protosali o sesquisali metallici. I solfuri alcalini danno un solfuro corrispondente, che nei due casi è più o meno color di carne. Fusi sopra una lamina di argento con la potassa o soda caustica in presenza dell' ossigeno dell' aria, danno un manganato verde bellissimo. Il quale si solve in verde, dopo essere raffreddato, e si arrossa in presenza di un acido. Bolliti i sali di manganese, in un miscuglio di biossido di piombo ed acido nitrico, il liquido prende un bel colore violetto per l' acido permanganico che si forma.*

Per i sali manganici ed ossimanganici, vedi i caratteri degli acidi a pag. 56.

Protossido di manganese Mn^2O^2 — È di color verde-bigiastro e polveroso. Assorbe facilmente l'ossigeno dell'aria e diventa bruno: una volta calcinato non presenta più questo fenomeno. Riscaldato in un gas inerte non si decompone; ma sottoposto all'azione del calore in contatto dell'aria o del gas ossigeno, passa in ossido misto di manganese. Si scioglie nell'acido idroclorico con produzione d'acqua e protocloruro di manganese.

Si ottiene calcinando il carbonato, o l'ossalato di manganese, in una corrente di gas idrogeno.

Sesquiossido di manganese Mn^2O^3 — Incontrasi in natura ed è conosciuto col nome di *braunite*.

È solido, polveroso, di color bruno rossastro, e decomponibile parzialmente pel calore. Si scioglie in alcuni acidi restando inalterato il biossido e formando dei composti aventi i caratteri dei veri protosali. L'acido idroclorico lo scioglie e produce acqua e protocloruro di manganese, mentre si sviluppa poco cloro.

Calcinando moderatamente il nitrato di protossido di manganese, si ottiene il sesquiossido di questo metallo.

Biossido di manganese Mn^2O^4 — Perossido di manganese. Nel regno minerale abbonda quest'ossido; allo stato puro porta il nome di *pirolussite*: il più delle volte però incontrasi mescolato allo spato fluore, al perossido di ferro, al carbonato di barite ec.

È di color bruno o nero, con isplendore metallico nelle varietà cristalline, amorfo e appannato nelle varietà terrose, decomponibile dal calore e solubile nell'acido idroclorico, formando protocloruro di manganese, acqua e cloro. L'acido solforico e l'acido nitrico a freddo non vi operano, ma a caldo formano un solfato ed un nitrato, e svolgono ossigeno. L'acido solforoso in presenza dell'acqua produce una mescolanza di solfato ed iposolfato di manganese. Così: difatto $3\text{SuO}^2 + 2\text{MnO}^2 = \text{MnO}, \text{SuO}^3 + \text{MnO}, \text{Su}^2\text{O}^5$.

Si potrebbe preparare trattando l'idrato o il carbonato di protossido di manganese, tenuto in sospensione nell'acqua con un eccesso di cloro.

Itrato di solfuro di manganese $\text{Mn}^2\text{Su}^2, \text{H}^2\text{O}^2$? — È un precipitato giallo traente al rosso, il quale esposto all'aria passa al rosso mattone e poi ossidandosi diventa bruno.

Si ottiene versando un solfuro solubile in un sale di manganese.

Protofluoruro di manganese Mn^2Fl^2 — Si ottiene ora allo stato di polvere, ora in piccoli cristalli, i quali guardati in massa presentano un colore ametista. Non si decompone al calor rosso.

Se si vuole preparare è forza che si disciolga il carbonato di manganese in un eccesso di acido idrofluorico, e che si evapori la soluzione.

Protosolfuro di manganese Mn^2Su^2 — Incontrasi in natura in massa compatta, splendente e nera, che diventa verde colla triturazione. I mineralogisti lo domandano *Alabantina*, e chiamano *Hauerite* il bisolfuro.

Preparato artificialmente è una polvere verde, la quale si scioglie negli acidi, svolgendo idrogeno solforato.

Si ottiene riscaldando al rosso scuro una mescolanza di solfo e biossido di manganese.

Quasi indistintamente nelle varietà compatte ed amorfe occorre trovar mescolate insieme ed in varie proporzioni *pirolussite*, *braunite*, ed *hausmannite*; siccome si avvera pure per i loro corrispondenti idrati.

Ossido salino di manganese $2\text{Mn}^2\text{O}^2, \text{Mn}^2\text{O}^4 = 2\text{Mn}^3\text{O}^4$ — Incontrasi nel regno minerale cristallizzato nel sistema del prisma quadrato, ed i mineralogisti lo conoscono col nome di *Hausmanite*.

È rosso ed inalterabile dal calore, tenero alla scalfitura col coltello dando polvere rosso-bruna. Trattato cogli acidi si decompone senza combinarsi. L'acido solforico dà origine ad una mescolanza di solfato di protossido e sesquiossido di manganese con l'aiuto del calore. Trattato con l'acido idroclorico dà tre equivalenti di protocloruro di manganese e sviluppa un equivalente di cloro:



Protocloruro di manganese $\text{Mn}^2\text{Ch}^2, 6\text{H}^2\text{O}^2$ — È cristallizzato in

tavole quadrilateri rosee, solubilissime nell'acqua e deliquescenti all'aria umida.

Il sale anidro si presenta all'aspetto di color rosso, foliaceo e splendente. Assorbe con molta facilità l'ossigeno e diventa bruno. Si scioglie nell'acqua con sviluppo di calore, e riscaldato al rosso fuori il contatto dell'aria si fonde senza decomorsi.

È un prodotto secondario della preparazione del cloro; così ottenuto, oltre l'acqua, contiene molte sostanze estranee, dalle quali bisogna purificarlo. Caleinando al rosso scuro un mesuglio di biossido di manganese e sale ammoniacale si ottiene il cloruro di manganese anidro per sublimazione.

Sesquicloruro di manganese $Mn^{4}Cl^{6}$ — Si conosce solo in soluzione, la quale è di color bruno intensissimo, e così poco stabile da decomorsi a temperature pochissimo elevate, sviluppando cloro e riducendosi in protocloruro.

L'acido idroclorico, disciolto in freddo il sesquiossido di manganese. La soluzione che ne risulta è il sesquicloruro in esame.

Percloruro di manganese $Mn^{2}Cl^{4}$ — È un gas di colore giallo verdastro, il quale raffreddato a -15° si riduce in un liquido di color verde scuro, che sponde all'aria un vapore porporino, ed in contatto dell'acqua si decompone in acido idroclorico e permanganico, l'ultimo dei quali colora il liquido in rosso.

Dumas l'ottenne il primo facendo agire sopra una mescolanza di sal marino e manganato di potassa l'acido solforico concentrato.

Solfato di manganese $Su^{2}O^{4}, Mn^{2}O^{2}$ — È una polvere bianca granulosa, insipida, insolubile nell'acqua, nell'alcool, ed inalterabile all'aria. Si scioglie nell'acido solforoso, ed al calor rosso si decompone.

Si ottiene facendo agire il gas acido solforoso, sul carbonato di manganese sospeso nell'acqua.

Iposolfato di manganese $Su^{2}O^{5}, MnO$ — *Ditionato di manganese*, Berz. È in massa salina, deliquescente, solubilissima, e difficilmente cristallizzabile.

Si produce quando si fa reagire l'acido solforoso sul biossido di manganese sospeso nell'acqua: badando di non fare riscaldare il liquido, poichè, ciò avvenendo, ha luogo la formazione del solfato di manganese. Non ostante però questa precauzione, la produzione del solfato non può impedirsi totalmente.

Se il biossido di manganese intanto, fosse perfettamente puro, e privo d'idrato di sesquiossido, si formerebbe il solo iposolfato, e la reazione si stabilirebbe come l'indica la infrascritta equazione: $Mn^{2}O^{4} + 2Su^{2}O^{4} = 2Su^{2}O^{5}, Mn^{2}O^{2}$.

Versando solfuro di bario nel liquido risultante dalla reazione dell'acido solforoso sul biossido di manganese comune, si precipi-

ta solfuro di manganese e solfato di barite, e resta in soluzione l'iposolfato di barite, che coll'evaporazione del liquido cristallizza in prismi quadrangolari, efflorescenti e contenenti 4 equivalenti d'acqua. Decomponendo questo sale con un solfato, si forma solfato di barite che precipita, ed iposolfato della base del solfato, che resta in soluzione.

Itrato di protossido di manganese $Mn^2O^2, 11H^2O^2$ — È un precipitato bianco, il quale abbandonato all'aria, anche alla temperatura ordinaria passa successivamente, trasformandosi in sesquiossido idrato, pel giallo, pel bruno e da ultimo diventa quasi nero.

Versando una soluzione di potassa o di soda in una soluzione di un sale di protossido di manganese, si ha l'idrato in parola.

Itrato di biossido di manganese $Mn^2O^4, 21H^2O^2$ — Secondo *Bertier* facendo operare l'acido nitrico sull'ossido rosso di manganese, si ottiene un idrato la cui composizione è quella della formola sopraseritta.

Itrato di sesquiossido di manganese $Mn^2O^3, 31H^2O^2$ — S'incontra nel regno minerale ed è conosciuto col nome di *manganite*. L'*acerdese* è anche un idrato naturale della formola sopraseritta ed è cristallizzata in prismi romboidali: onde, questo corpo minerale, risulta dimorfo.

Metallurgia dell'acciajo, del ferro e suoi composti.

La estrazione del ferro, che certamente segna un'epoca per l'umanità, è poggjata sulla riduzione degli ossidi e del carbonato di questo metallo, sieno essi minerali, sieno prodotti dall'arrostimento o torrefazione dei solfuri. I diversi processi, o metodi di questa riduzione, costituiscono delle particolari industrie, e vantano un'epoca particolare in cui hanno avuto il massimo incremento. Oggi, che si è pensato di ottenere l'acciajo in grandi proporzioni, per opera del *Bessemer* e di altri moltissimi, la pratica lavorazione del ferro e dell'acciajo ha rievuto uno sviluppo ed una modificazione delle più considerevoli: e la metallurgia del ferro si è trasformata quasi interamente.

I minerali da cui si ricava il ferro sono diverse varietà di perossido, denominato *oligisto*, *ferro speculare*, *pietra del fulmine*, che contiene da 70 p. % di ferro e si presta alla riduzione del ferro alla catalana. Famosa miniera di questa specie è l'isola dell'Elba. Il ferro dei vulcani occorre trovarlo in larghe lamine per sublimazione, è detto perciò *speculare*, e se ne trova nei vulcani di Lipari (Sicilia) nella Somma, nel Vesuvio, ma non è certamente questa picciola quantità che si esplota pel ferro. Ad ogni modo questo sesquiossido Fe^2O^3 , cristallizza in forme corrispondenti al corundo (ossido di alluminio) ed è con questo isomorfo.

La *limonite*, ($x\text{Fe}^3\text{O}^3, y\text{HO}$); la *magnetite* ($\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{FeO}$) il ferro titanifero, *ilmenite* ($\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{TiO}^2$), la *cromite* $\left\{ \begin{array}{l} \text{Fe}^2\text{O}^3 \\ \text{Cr}^2\text{O}^3 \\ \text{Al}^2\text{O}^3 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} \text{FeO} \\ \text{MgO} \\ \text{MnO} \end{array} \right\}$ che si uti-

lizza pel cromo, e che esiste in Stiria, Inghilterra, Baltimore, Siberia; mentre l' *ilmenite* sta in tutto il litorale italiano come sabbia marina. La *limonite* è più diffusa; o meglio, le diverse specie di *Limonite* si trovano da pertutto, e la *magnetite* appo noi si trova nelle Calabrie a preferenza. La ricchezza mineralogica in ferro di un paese è della più grande importanza, ed il Belgio in prima; poi l'Inghilterra, la Francia, la Carintia, la Stiria, e l'Italia danno ciascuna una quota di materiale importante a questa industria.

Viene dopo, la ricchezza in *ferro spatico*, *ferro carbonato*; e poi tutti i solfuri ricchissimi, ed il ferro meteorico del nord che sovente fa credere alla specie mineralogica ferro puro, che deriva dai meteoriti (pietre cadute dal cielo). I solfuri, altre volte inservienti alla estrazione del solfo, e per molto tempo utilizzate per l'acido solforoso atto a cangiarsi in acido solforico, oggi forniscono un largo contingente alla fabbricazione del ferro dopo l'arrostimento.

E pure, mentre i minerali di ferro sono così sparsi e così abbondanti, i Greci ed i Romani dei tempi storici preferivano ancora le armi di bronzo, ed il ferro dovea essere appo loro una rarità artistica.

Fare la statistica del ferro in Europa, ed in America segnatamente, è quasi un impossibile: e per avere una idea dell'importanza di questa industria togliamo dalla sola *Inghilterra* delle cifre approssimate per l'anno 1860. La esplotazione del minerale è stata al di sopra di 8 miliardi di chilogrammi, del valore di 61,680,000 franchi. Da questo minerale si è ricavato un 4 miliardi di ghisa che ha dato 330,000,000 di franchi. Or la Francia può calcolarsi che lavora pel terzo; ma i 110,000,000 di franchi si elevano al più del doppio, essendo costà la ghisa trasformata, in ghisa dolce, ferro, acciaio, latta ec., impiegando una mano d'opera straordinaria per la sola industria del ferro.

Presso noi, sarebbe della più alta importanza incoraggiare questa industria per ogni verso, perchè di minerale siamo abbondanti, e di buon minerale: e con la creazione di queste industrie si trasformerebbe una ricchezza naturale, in valore effettivo, e si otterrebbe una fonte di nazionale prosperità degna dei destini di una gran nazione. Ma che? Dai nostri politici si è giudicato superfluo lo stesso Ministero di agricoltura e commercio; ed il solo Ministero produttore si riguarda come di poco conto; mentre si cerca dai Ministri per le Finanze e l'Interno, quello che dar non ponno: e questi con tasse e debiti han trovato il modo di soddisfare alle esigenze pubbliche; prendendo, crediamo, la distruzione delle fonti

d'ogni ricchezza, come vera sorgente produttrice !! O saggezza dei tempi !!!

Il ferro chimicamente puro è una preparazione di Laboratorio farmaceutico, e porta il nome di *ferro Quevenne*, *ferro ridotto dall'idrogeno*; perchè si ottiene riducendo con l'idrogeno, il cloruro o l'ossido puro di questo metallo: ed oggi si usa in medicina.

Il ferro però commerciale, la ghisa o ferraccio, il ferro dolce, l'acciajo nelle sue varietà, è lungi dall'esser puro; e noi facciamo cosa utile riportando a pag. 113 a 121 della 1ª parte di questo libro, le qualità più note di tali corpi, prima di trattare dei singoli metodi della loro estrazione e preparazione.

Metodo catalano — Nella Provincia di Avellino, e propriamente in Atripalda e verso Serino, esistono ancora delle fabbrichette per la preparazione del *ferro in barre*, del *ferro dolce* preparato col metodo catalano. Consiste questo nel ricavare dal sesquiossido il più buono (oligisto dell'Elba) il ferro riducendolo col carbone. Accanto dunque ad un corso di acqua, la caduta di un filo della quale può somministrar vento e moto, si erge un fornello composto da una specie di crogiuolo, nel quale si arroventa prima con del carbone di legna e poi si pone col carbone un miscuglio di argilla e polvere di ferro e carbone in pezzi. Per mezzo di un boccalare inclinato a trentacinque o quaranta gradi s'insuffla l'aria e si porta il materiale al rosso-chiaro. L'operazione è condotta in modo che regolando il getto di aria sul minerale rovente in presenza di un eccesso di carbone, si agglutina come un massello il ferro, a misura che si riduce, e si genera un vetro con la silice e le basi della silice, che chiamasi *lattaruolo*. Il massello di mano in mano s'ingrandisce; e quando l'operaio lo calcola bastante per l'oggetto che dee produrre, lo coglie, lo porta sotto un martello-pistone, ove con le battiture lo priva di lattaruolo, lo martella e riduce a modo che crede. Durando la quale operazione, un altro operaio prosegue a produrre un massello nuovo. L'operazione è continua, perchè di continuo si aggiugne il miscuglio di minerali fatto in pallottole con acqua, da una parte, ed il carbone è sempre in eccesso a piccola distanza dal tubo soffiante.

La teorica di questo processo pare semplicissima, e consiste a bruciare il carbone con l'aria soffiata, si produce acido carbonico che sul carbone rovente si trasforma in ossido di carbonio, e questo traversando l'ossido di ferro, mentre si fonde la ganga, pare che lo riduca allo stato metallico e lo faccia cadere ammolito al fondo del crogiuolo, o sul ferro spongioso esistente dal primo istante dell'operazione. Questo ferro è di ottima qualità; si chiama dolce, perchè si forgia in mille guise, e spezzato presenta una testura fibrosa che ne rappresenta il pregio.

Tale industria è sterilita, mentre con pochi mezzi dava buon

prodotto, e le fabbriche erano possibili con piccoli capitali, laddove un corso d'acqua esisteva. Oggi si è generalizzata la produzione della ghisa ed acciaio per gli alti forni.

Metodo degli alti forni — Sono così chiamati perchè ogni fornello può avere un'altezza di 20 a 30 metri e forse più, rappresentando la cavità di due coni tronchi congiunti per la loro base di cui l'inferiore è un terzo od un quarto dell'altezza del superiore. Tre o quattro aperture nel cono inferiore ricevono i tubi adduttori dell'aria soffiata da una pompa potente, mossa dal vapore e spintavi con pressione determinata. Al disopra del livello di questi si trova uno spazio impicciolito (opera, crogiuolo) e l'aria spinta con forza produce una energica temperatura trovandosi a contatto del materiale che cade di su in giù, il quale consiste di strati alterni di combustibile, e di un mesuglio di minerale ferroso ed argille, o *castina*, atta a produrre un vetro fusibile più o meno. Il basso del crogiuolo detto *dama* raccoglie il ferro che si riduce, e la parte superiore serve a dar scolo alla scoria per un piano inclinato di dentro in fuori del forno, ad intervalli aprendosi. Inutile riesco ogni descrizione di uno di questi forni, se non se ne ha il modello, o non si vede in opera, però il suo uso può intendersi. Perocchè il minerale trovandosi in un atmosfera combustibile d'idrogeni carbonati ed ossido di carbonio, in una temperatura conveniente per fondere la castina, è ridotto, vi si combina il carbone, ed un poco di silicio, di alluminio, di solfo, di fosforo ec., cade in fondo della dama; e non è appena ripieno, che il fondo si apre e si vuota di ferraccio che si cola in cati di argilla e si ripartisce in pani detti *gheuses*. Così spediscesi in commercio detto ferraccio, o ferro fuso grezzo. In generale gli alti forni sono presso a poco gli stessi, ed operano nel medesimo modo; ma variano per la lunghezza e dimensione interna a seconda che la qualità del minerale e della castina è variabile, ed a seconda della macchina soffiante che si tiene a disposizione dell'opificio.

In questi fornelli si trattano, oligisti, limoniti, argille ferrifere, residui delle piriti, magnetiti, e carbonati di diversa provenienza. L'importanza grande che dee mettere il capo d'arte alla confezione dei suoi mesugli è grande, perocchè questi forni operano di continuo, e se non danno al di sopra di 40 p. $\frac{1}{100}$ di ferraccio, la campagna (annata di lavoro) è sbagliata: e la perdita in danaro è fatta irreparabilmente.

Noi abbiamo collaborato alla fabbricazione dell'acciajo ottenuto dal ferro titanifero italiano; ed abbiamo studiato le numerose difficoltà che si sono dovute vincere, per giungere ad un risultato sufficiente.

Le ghise gregge sono soventi dette *bianche*, *bigie*, *nere* secondo che presentano nella spezzatura una grana cristallina acicola-

re, bruna, bigia e chiara. Si ritiene che la ghisa bianca contenga da 2 a 5 p. $\%$ di carbonio, e quantità variabile di zolfo, fosforo, silicio, alluminio e manganese, tutti uniti nella quantità di $\frac{1}{4}$ centesimo. Le ghise più ricche in solfo e fosforo, o silicio e manganese, sono bianche.

Le ghise prive di zolfo e di fosforo, e poco ricche di manganese e di silicio sono talvolta bianche e talvolta bigie, secondo il raffreddamento che subiscono. A meno che le ghise non fossero cristallizzate in lamelle, il che annunzia molto fosforo, o zolfo, o silicio, o manganese, tutte le altre pare che fuse e gittate in cati di ferro subissero una specie di tempera, mentre raffreddate nei vasi di argilla, questa tempera non si avvera.

Le ghise nere o bigie, sono facilmente limabili, non si spezzano col martello, e si possono pulire e forare; esse servono alle piccole fusioni, e per lo più si affinano per ferro dolce ed acciaio.

Affinaggio della ghisa — Puddellaggio nei forni a manica.

Le ghise, più o meno mangesifere, si affinano per ottenere ferro dolce, e soventi il manganese, escludendo la presenza del silicio, dà ferro dolce utilissimo per trasformarsi in acciaio. Quando poi si hanno ferracci o ghise bigie, si adoperano per fondere oggetti che non debbono resistere agli urti di forti pressioni. Soventi volte, per gli oggetti di grandi dimensioni e che non richiedono troppa cura, essi si formano alla prima fusione, cioè dalle fondite prime negli alti forni, e si colano in istampi di argilla. Ma nei casi ordinarii, la seconda fusione si fa in fornelli speciali detti *cubiloti*, nei quali si ha il vantaggio di assortire e scegliere le ghise a rifondersi, per essere sicuri del modo di operare con sicurezza ed ottenere gli oggetti con qualità determinate. Così le ghise, con cui si fabbricano pendole ed utensili domestici da ricevere una stagnatura, o patinatura vetrosa, sono le quasi affinate, o le più malleabili.

Scelte però le ghise per l'affinaggio, questo si fa nei forni speciali a *pudler*, ed il puddellaggio è operazione delicata che richiede attenzione non comune per parte di colui che la dirige. I forni a manica sono costruiti in modo che il suolo, sia di ferro, sia di argilla, è continuamente raffreddato per l'aria che vi circola, onde il materiale non entri in fusione. Il forno ha la forma di un riverbero poco allungato a camera triangolare e riceve 200 a 250 kil. di ghisa per volta. L'aria calda inficia questa che senza fondersi perde i metalli ed i metalloidi ossidabili (solfo, fosforo, carbone eccessivo) ed il manganese trasporta con sé il silicio, sotto forma di vetro che si genera con le scorie poste nel forno e produce un piccolo strato di materia fusibile. I forni hanno d'ordinario un energico ci-

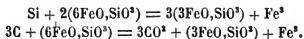
miniero, restano chiusi nelle porte laterali, ed il ciminiero opera energicamente. Quando il metallo è diventato pastoso, lo si agita e rimescola di continuo, con scorie o battiture di ferro; le quali somministrano l'ossigeno loro alle ultime porzioni di carbonio, che si trasforma in ossido ed acido carbonico, ed a misura che il massello si affina, si fa quasi solido, ma bianco splendente. È questo il momento in cui l'operaio ne ammassa sui suoi utensili di ferro quella porzione che crede, detto *massello*, e lo porta sotto il martello per unire il ferro e cacciar via il *latteuolo* (scoria vetrosa) e tirarlo nella forma che meglio crede in barre, o cilindri. Abbiain veduto una grande Fonderia d'affinaggio in Luisville sull'Ohio negli Stati Uniti, ove esistevano una ventina di forni in attività: e ad ogni cinque minuti si coglieva un massello, si spremeva sotto una pressione di 1000 cavalli, e si tirava in rotaje, e barre di determinato diametro.

L'*affinaggio* all'inglese, come si dice, perchè in Inghilterra è stato la prima volta adoperato, si pratica col coke depurato, essendo carissimo il carbone di legno che si usa nel Belgio, in Germania ed in Francia. Questo metodo prescrive due operazioni; nella prima si adopera un forno a riverbero a contatto del coke e di una corrente di aria spinta da un boccolare in modo da ossidare la ghisa. Si determina così la formazione di una scoria vetrosa più leggiera del metallo, che viene alla superficie. In questo poco di vetro prodotto, passano ossidandosi il silicio, il manganese, il titanio; e la ghisa pur essa alquanto ossidata si fa colare per un foro adatto nel basso piano sottoposto al forno, ove con l'acqua è bruscamente raffreddata. In tal guisa ottiensi una culatta di *metallo fino*, spezzabile, acre, che si riduce in ferro dolce in una seconda operazione, fatta nei forni a riverbero quasi analoghi ai forni a manica. Questa operazione è inutile per quelle ghise ottenute negli alti forni animati da carbone di legna, ed è quasi indispensabile per le ghise affinate alla houille (carbon fossile).

Evvi un'altra maniera di *affinaggio* detto a *piccolo fuoco*, il quale consiste nel porre la ghisa a piccole masse in una specie di fucina catalana animata da carbone di legno, e cogliere il massello nella maniera ordinaria di questa lavorazione. Ma s'intende che questa lavorazione non ammette altra specie di combustibile riduttore, che il carbone di legna.

La *Teorica dell'affinaggio*, e i *fenomeni che si compiono in questa operazione* costituiscono i criterii che debbono guidare il pratico operatore o direttore. Ed in prima, la corrente d'aria calda che si spinge sulla ghisa rovente o fusa, ossida il carbonio, il silicio, ed un poco di ferro; e costituisce così una scoria di silicato di ferro fusibile. Le ghise ricche in solfo e fosforo si affinano difficilmente e danno sempre un cattivo prodotto; ma si desti-

nano sempre all'affinaggio, le ghise povere di questi metalloidi, i quali passano tutti in acido solforoso ed acido fosforico, che vengono trasportati dalla corrente. Quando le ghise contenessero molto fosforo, è chiaro che l'acido fosforico essendo fisso rimane, ed esso in contatto del ferro torna a ridursi e produce del fosforo di ferro; il quale tolto dal contatto dell'aria nel massello dà così ferro dolce spezzabile a freddo, ossia non malleabile, e non molto buono. Ora il silicato di ferro, o di ferro e manganese in contatto della ghisa che si ossida, tende a formare silicati sempre più basici, almeno prossimi a $3\text{FeO}, \text{SiO}^2$; composto inalterabile pel silicio e pel carbonio. Ma quando questo vetro è diventato basico, o almeno $6\text{FeO}, \text{SiO}^2$ allora si possono effettuare delle riduzioni, a contatto del carbone e del silicio che giovano all'operazione, e diminuiscono le perdite dell'affinaggio. In fatto, le reazioni potrebbero simboleggiarsi così:



Quest'azione dunque dell'aria, del carbone e della ghisa silicifera, è utile all'affinaggio, quando l'operazione è ben condotta da un uomo pratico nell'eseguirlo.

Nè si faccia la sciocca obbiezione, che questa rappresentanza teoretica non vale, ma vi vuole la pratica; perocchè noi, che abbiamo studiato accuratamente i fenomeni che si avverano negli alti forni e nell'affinaggio di questi prodotti per ottenere l'acciajo, abbiamo prove convincenti, che nelle grandi masse i fenomeni chimici si avverano molecularmente, ed il risultato ultimo non è che la somma di tante azioni molecolari, effettuate con una regolarità sorprendente. E che, quando il Direttore di un Opificio siderotecnico non è convinto delle metamorfosi che si compiono fra le castine, i minerali ed il carbone, egli è incapace di risolvere le difficoltà appunto che la pratica gli presenterà quasi in ogni operazione.

Acciajo — L'acciajo, che non è altra cosa che una modificazione del ferro prodotta da una certa dose di carbonio, di azoto, di titanio forse, e di metalli estranei, è pel metallurgista un prodotto nuovo, un metallo dippiù aggiunto alla lista dei corpi utili alla industria.

Noi sappiamo le pregevoli qualità di ogni varietà di acciaio per quanto n'è stato esposto a pag. 119 della I^a parte di quest'opera, e le qualità utili del ferro e del ferraccio. Ma la metallurgia dell'acciajo, e la fabbricazione in grande di questo prezioso metallo è entrato in una fasi novella da che, il *Bessemer* prese privativa

in Inghilterra per la produzione in grande, di questo prezioso metallo; e che per molti anni ha lavorato a perfezionare il suo metodo realmente specioso. D'altronde, la scoperta del *Bessemer* ha fatto credere alla possibilità di ottenere grandi masse di acciaio, e questa credenza ha suscitata l'idea di grandi costruzioni di tal metallo. Molti fabbricanti se ne sono occupati, grandi fabbricazioni hanno avuto luogo, le navi corazzate, i cannoni *Armstrong* a grosso calibro, tutti gli utensili dell'agricoltura migliorati; e queste costruzioni hanno aumentate le richieste, ed il Commercio si è ingrandito a misura dei vantaggi che l'industria ne ha sperimentato. Inoltre la stessa scienza vi ha rivolto le sue sottili investigazioni, ed il *Fremy*, il *Sainte-Claire Deville*, il *Caron* e molti altri, han portato il loro contingente di lumi, sopra una quistione così vitale per le Nazioni, la produzione dell'acciajo in grande ed a basso prezzo.

L'idea del *Bessemer* fu molto semplice. Se l'acciajo è un prodotto intermedio fra la ghisa bianca ed il ferro, bisogna decarburare la ghisa imperfettamente, ossidare nel tempo stesso i metalli estranei, e trovare il punto in cui si coglie il miglior prodotto.

Egli quindi dispose un apparecchio in cui, la ghisa dagli alti forni cadeva in un erogiuolo posto in un altro fornello, e nel crogiuolo egli faceva arrivare per un sistema di tubi un getto multiplo di aria premuto a 4 o 6 atmosfere: quest'aria ossida rapidamente i metalli, il solfo, il fosforo, il silicio, il carbonio ed il ferro; il calore che si svolge nella reazione mantiene la culatta fusa, ed il colorito delle stelle di ferro che bruciano come fuoco artificia- to, gli somministrò il criterio di sospensione in questa nuova specie di affinaggio; sì che fatto il ferraccio acciaio, esso veniva colato in appositi stampi, e costava un minimo prezzo rispetto al ferro.

Il metodo appena pubblicato sorprese tutti, il brevetto fu venduto un milione di sterline, ed a Mansfield fu creata la nuova industria; mentre l'operoso autore nel giro di 5 anni ha speso più di quello che ha guadagnato per portare l'industria al punto da dare acciaio egualmente buono, per fabbricare gli aghi, come per corazzare le navi e fondere i cannoni della più grande dimensione. Ora l'Inghilterra, l'America, la Germania, la Francia e l'Italia stessa a Piombino, fabbrica l'acciajo, e lo spaccia quasi al prezzo del ferro, o poco più: ora siccome abbiamo detto, la tecnologia del ferro ha cangiato faccia, e la scienza stessa ha dovuto modificare certe idee sulla *cementazione*, e sulla fabbricazione del *Wootz* e del metallo damaschile, cotanto stimati.

Teoria della cementazione — La fabbricazione dell'acciajo in barre si effettuava prima soltanto col metodo della cementazione, il quale consisteva in tenere le barre di ferro al rosso-chiaro in

appositi forni chiusi, ed in contatto di una polvere mista di carbone, prussati, manganese, sostanze organiche e ceneri ecc.

La teorica di questa operazione lunga e limitata, per la piccola quantità dei suoi prodotti, annunciava e riteneva che il ferro posto allo stato rosso-chiaro s' imbeve di carbonio puro per capillarità, onde nell'acciajo in barre gli strati più esterni erano più carburati, e la parte mediana delle barre lo era meno. La pratica intanto di diversi fabbricanti avea trovato che, il carbone solo non è tanto utile, che la cenere, la polvere di manganese, e le sostanze animali davano buon prodotto; quindi ogni fabbricante quasi avea la sua ricetta sperimentata per la produzione delle sue barre di acciaio. Così si opinava, quando *Fremy* annunciò che l'azoto e l'azoturo di ferro, nella proporzione di 5 a 6 per % era capace di acciarare il ferro. *Margheritte* si oppose a questa teorica, e mostrò come il *diamante* in contatto del ferro lo rendeva acciaio a certa temperatura. *Henry Deville* sospettò che il titanio contenuto nel ferro, avidissimo di azoto, potea aver ingannato il *Fremy*: ma quello che si oppose trionfando fu il *Caron*, il quale è giunto ad acciappare prontamente il ferro nel modo seguente. Egli arroventa il ferro, e lo assoggetta ad una corrente di carburo d'idrogeno indecomponibile pel calore. Questa, attraversando la porosità del ferro rovente, abbandona al ferro il carbonio che si combina molecularmente col metallo. Egli intanto nota, che si forma del cianogeno in questo caso e vi concorre, poichè gli alcali delle ceneri usate da certi fabbricanti, ne rendevano possibile la esistenza: ed egli col vapore di cianogeno è pervenuto benanche a produrre prontamente l'acciajo. Ha certificato questi fatti, facendo un mescolglio di carbonato di barite, carbone e gas illuminante ed ha ottenuto dell'eccellente acciaio. Or come è noto la barite, si trasforma in cianuro prontamente, ed il vapore di cianogeno passa nel ferro rovente e poroso, e lo cementa con facilità.

Donde si pare, che l'empirismo, avea le sue ragioni; e le diverse polveri nella cementazione portavano del cianogeno all'insaputa, e del carburo d'idrogeno, che attraversando il ferro reso poroso per la temperatura lo faceano divenire acciaio.

Il migliore acciaio dunque deve contenere 6 a 7 p. % di carbonio; mentre il ferro dolce ne contiene 2 a 3 millesimi: il ferro può contenere qualche millesimo di solfo, di fosforo, di azoto, e l'acciajo ne contiene qualche traccia, come anche di silicio, di manganese, e di metalli estranei. Ma la proporzione di questi, incalcolabile soventi, non pare che spiegasse influenza nelle proprietà del buon acciaio.

L'acciajo si fonde ad una temperatura superiore a quella della ghisa, si salda con esso stesso e col ferro, e possiede il carattere della tempera, cotanto interessante nella storia delle sue qualità.

Riscaldato lungamente ad un calore prossimo alla sua fusione, si ricuoce, si riduce in polvere e si decarbura, perdendo la proprietà di saldarsi : il che lo fa dire *bruciato* in arte. La densità dell' acciaio è circa 7,7 e la tempera la diminuisce. Prima della tempera l' acciaio è sonoro ; ed all' Esposizione inglese del 1862 vi erano delle campane di acciaio *Bessemer* di una mole grande, e di una sonorità gratissima.

Il ferro per la sua maniera di comportarsi presenta due specie di molecole radicali, quella del *ferroso* e quella del *ferrico*; la prima deducesi dalla sua energia chimica nel combinarsi con due equivalenti dei metalloidi monatomici, pari alla valentia sua a combinarsi ad un solo equivalente di radicale biatomico; l'altra si combina con una molecola doppia pel radicale e tripla per i metalloidi monovalenti, una molecola del primo ed una e mezzo dei bivalenti.

Perciò in tutti i tempi sonosi conosciuti due ordini di composto, quelli detti al *minimum*, e quelli detti al *maximum*; cioè i composti *ferrosi* ed i composti *ferrici* ; i *protocomposti* ed i *sesquicomposti*. E siccome le reazioni dei primi corpi sono affatto diverse da quelle notevoli qualità dei sesquicomposti, così soventi volte è necessario di precisare la specie di radicale delle combinazioni e non il ferro propriamente detto. Che poi questidue radicali possono congiungersi insieme in presenza di un metalloide, e dare delle sostanze speciali, ciò è da ritenersi come una particolarità del ferro, il quale in molti casi dà un radicale misto *ferroso-ferrico*, ed una terza specie di composti, detti *salini*, nei quali alcuni reagenti danno caratteri proprii ai due radicali, come se fossero separati.

A rigore dunque i composti salini di ferro, vanno divisi in tre o quattro gruppi, che per le formole e la loro composizione andrebbero notati nel modo seguente :

<i>Protosali, o sali ferrosi</i>	<i>Sesquisali, o composti ferrici.</i>
Fe^2H^2 idruro ?	Fe^4H^6 idruro ferrico (non lib ^{ro} .)
Fe^2Ch^2 protocloruro	Fe^4Ch^6 sesquicloruro
Fe^2Br^2 protobromuro	Fe^4Br^6 sesquibromuro
Fe^2Jo^2 protoioduro	Fe^4Jo^6 sesquioduro
* Fe^2O^2 protossido? (non isol ^{to} .)	Fe^4O^6 sesquiossido
Fe^2Su^2 protosolfuro	Fe^4Su^6 sesquisolfuro

* Qui, non si dimentichi, che l'equivalente dell'ossigeno, come altrove, è sempre 8 in corrispondenza di H = 1, di Ch = 35,5 e di Su = 16.

$\text{Fe}^2\text{O}^2, 2\text{H}^2\text{O}^2$	idrato di protossido
$\text{Fe}^2\text{O}^2, (2\text{A})'$	sale ad acido monobasico
$2\text{Fe}^2\text{O}^2, (\text{B})''$	» bibasico
$3\text{Fe}^2\text{O}^2, (\text{T})'''$	» tribasico

$\text{Fe}^4\text{O}^6, 3\text{H}^2\text{O}^2$	idrato di sesquiossido
$\text{Fe}^4\text{O}^6, (3\text{A})'$	sale ad acido monobasico
$2\text{Fe}^4\text{O}^6, (\text{B})''$	» bibasico
$3\text{Fe}^4\text{O}^6, (\text{T})'''$	» tribasico.

Sali ferroso-ferrici.

Fe^6O^8	magnetite — ossido salino =	$\text{Fe}^2\text{O}^2, \text{Fe}^4\text{O}^6$
Fe^8O^{10}	battiture di (Berthier)	$2\text{Fe}^2\text{O}^2, \text{Fe}^4\text{O}^6$
$\text{Fe}^{10}\text{O}^{12}$	» (Mosander)	$3\text{Fe}^2\text{O}^2, \text{Fe}^4\text{O}^6$
Fe^4Su^8	pirite cubica	
Fe^4Su^8	sperchisa	
$\text{Fe}^{14}\text{Su}^{16}$	pirite magnetica	

Fe^2O^6 acido ferrico = 2FeO^3

Caratteri dei sali ferrosi — I sali cristallizzati sono per lo più verde pallido: con la potassa, la soda, e loro carbonati, danno un precipitato bianco, o verde sporco, che all'aria si fa bruno gialliccio, poi giallo-bruno: l'ammoniaca dà identico carattere. L'idrogeno solforato non dà reazione, il prussiato di potassa giallo dà un bel precipitato bianco ceruleo o azzurro chiaro, il prussiato rosso precipita immediatamente un azzurro di Berlino scuro. I solfuri solubili precipitano in nero. Il cloruro di oro in soluzione debolissima, precipita l'oro in azzurro, in bruno, o giallo fosco.

Sali di ferro al massimo — I sali ferrici cristallini sono giallastri o gialli. Le soluzioni giallo-pallide, o scolorate. I carbonati e gli alcali precipitano fiocchi gialli, i primi con effervescenza. L'ammoniaca precipita gli stessi fiocchi giallo-bruni. L'idrogeno solforato, precipita lo zolfo e li trasforma in sali di protossido; i solfuri solubili precipitano in nero: questo precipitato, o quello precedente dei sali ferrosi è solubile negli acidi, e tenuto all'aria si converte in ossido e zolfo. Il precipitato giallo di potassa precipita in azzurro di Berlino, il prussiato rosso non dà precipitato e si colora in rosso-bruno violaceo.

Sali ferroso-ferrici — Si distinguono soltanto per l'azione dell'ammoniaca che dà un bel precipitato nero. Tutti gli altri reagenti danno reazione mista dei sali ferrosi e ferrici.

Protossido di ferro $2\text{FeO} = \text{Fe}^2\text{O}^2$ — Per molto tempo questo corpo non si è conosciuto anidro, nè puro. Ora se si riduce il sesquiossido artificiale con un miscuglio di $\text{CO}^2 + \text{CO}$, o con i gas prodotti dalla scomposizione dell'acido ossalico, alla temperatura rossa, si ottiene una polvere pochissimo magnetica, che si dissolve nell'acido nitrico con sviluppo di vapore nitroso e formazione di sale ferrico, che a debole calore si accende e si trasforma in magnetite; e che gli acidi deboli la dissolvono senza effervescenza. Anche un miscuglio di 4 equivalenti di gas idrogeno ed uno di acqua, riduce il sesquiossido riscaldato, nel medesimo protossido. Questo risultato deriva dalle due azioni contrarie, l'acqua si scompone sul ferro metallico e dà Fe^3O^4 , l'idrogeno riduce il sesquiossido di ferro $\text{H}^2 + \text{Fe}^3\text{O}^3 = \text{H}^2\text{O}^3 + \text{Fe}^2$ quindi un convenevole miscuglio equivalente di questi due corpi dà il protossido.

Non si è potuto conservare e peranco isolare. L'ossido che si forma quando si fa reagire il vapore acquoso sul ferro ad altissima temperatura (ossido salino de' chimici francesi) è riguardato da Bucholz come protossido di ferro.

Sesquiossido di ferro Fe^4O^6 — Il ferro oligisto, l'ematite bruna, il ferro speculare, la sanguina, sono del sesquiossido di ferro minerale. Nella tecnologia il sesquiossido è pure detto rosso degli argentieri, pulimento rosso, rosso inglese; e nella Farmacia Colcotar. Artificialmente preparato è una polvere rosso-bruna, poco solubile nell'acido solforico ed acido nitrico concentrato, insolubile nell'acqua e negli alcali; la quale polvere calcinata forte produce l'ossido ferroso-ferrico (ctiope marziale) calcinato nel gas idrogeno dà ferro piroforico ed acqua; e calcinato in contatto del gas idroclorico dà cristalli di ferro-oligisto come quello delle lave vesuviane. Si prepara calcinando il vitriuolo al rosso, e lavando la massa con acqua bollente fino all'insipidezza, asciugandolo e conservandolo. Vogel calcina all'aria l'ossalato, e pure l'ottiene.

Questo composto potendo, come indica la sua formola, esercitare la funzione di acido e di base, ed avendone parlato negli acidi, non va descritto in questo luogo e quindi rimandiamo il lettore a questi composti.

Ossido salino di ferro $\text{Fe}^3\text{O}^3 + \text{Fe}^4\text{O}^6$ — Ossido di ferro magnetico; ferro ossidulato, calamita naturale. Incontrasi nel regno minerale allo stato amorfo, ovvero cristallizzato in ottaedri regolari o in rombododecaedri.

Solido, nero, di apparenza metallica, fusibile a calore avanzato ed indecomponibile pel semplice calore. Ha una densità di 5,09 ed è naturalmente magnetico, donde uno de' suoi nomi. È solubi-

le nell'acido idroclorico, e l'ammoniaca lo precipita da questa soluzione allo stato idrato in forma di polvere nera.

Riscaldando in contatto dell'acqua la limatura di ferro ed agitando continuamente la massa, si ottiene un composto dell'apparenza di polvere nera detta *etiope marziale*, la quale ha la stessa composizione del ferro ossidulato.

Esponendo un pezzo di ferro rovente all'aria si produce un'altra combinazione salina di ossidi di ferro, detta *ossido delle battiture*, costituita da quelle piccole scagliette che se ne separano quando si batte col martello. La composizione di questo composto è diversa, e non trovasi espressa coll'istessa formola: *Berthier* gli assegna quella di $2\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{Fe}^4\text{O}^6$ e, *Mosander* l'altra di $3\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{Fe}^4\text{O}^6$.

Itrato di protossido di ferro $\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{H}^2\text{O}^2$ — È bianco, leggermente verdastro, solubile nell'ammoniaca; la soluzione abbandonata all'aria si cangia in sesquiossido di ferro. Esposto all'aria assorbe rapidamente l'ossigeno, trasformandosi prima in idrato di ossido magnetico, poscia in idrato di sesquiossido. Fatto bollire in un liquido alcalino diventa nero.

Si prepara decomponendo un sale di protossido neutro colla potassa o colla soda caustica.

Sottosolfuro di ferro Fe^2Su — Questo composto trattato cogli acidi si decompone, svolgendo idrogeno e idrogeno solforato.

Per ottenerlo si fa passare il gas idrogeno sul solfato di protossido di ferro posto in un tubo di porcellana rovente.

Protosolfuro di ferro Fe^2Su^2 — Si trova libero in natura, sebbene di raro, ovvero combinato col bisolfuro di rame.

Solido, di colore giallo nella frattura, dando una polvere dello stesso colore nella triturazione, di splendore metallico ed attirabile dalla calamita. Sotto l'influenza dell'acqua e dell'aria insieme, si efflorisce prima; e si cangia in solfato di protossido di ferro.

L'acido solforico allungato lo scompone in idrogeno solforato e solfato di protossido.

Si prepara riscaldando in vasi chiusi una mescolanza di zolfo e di lamine sottili di ferro: il solfuro si forma alla superficie delle lamine. Ne' laboratorii si prepara intanto lo stesso composto mettendo in un crogiuolo riscaldato solfo e limatura di ferro.

Itrato di protosolfuro di ferro $\text{Fe}^2\text{Su}^2, \text{H}^2\text{O}^2$? — È nero ed insolubile nell'acqua, solubile negli alcali e ne' solfuri alcalini dando un liquido di color verde. In contatto dell'aria assorbe ossigeno e si cangia in solfato.

Si prepara precipitando un sale di protossido con un solfuro alcalino.

Sesquisolfuro di ferro Fe^4Su^6 — Incontrasi in natura combinato al sottosolfuro di rame nella *calcopirite* e col protosolfuro di ferro nella *pirite magnetica*.

Solido di color bigiastro traente al giallo; non attirabile dalla calamita, e capace di ridursi in pirite magnetica col riscaldamento perdendo una porzione di zolfo. È attaccato dagli acidi solforico ed idroclorico.

Si prepara facendo passare alla temperatura di 100° una corrente di gas idrogeno solforato sul sesquiossido di ferro.

Persolfuro di ferro-trisolfuro di ferro Fe^2S_6 — Non si è ancora isolato, ma secondo Rose, si può ottenere combinato col solfuro di potassio, quando si fa arrivare idrogeno solforato in una soluzione di ferrato di potassa. Versando un acido nella soluzione di questo sale, si precipita zolfo e sesquisolfuro di ferro.

Bisolfuro di ferro Fe^2S_4 — Occorre in natura, cristallizzata in due differenti forme, ed i Mineralogisti lo riconoscono coi nomi di *pirite gialla*, o *pirite cubica* l'una; e con quelli di *pirite gialla* o *prismatica* l'altra.

La prima, detta pure *pirite marziale*, *pirite d'oro*, cristallizza ora in ottaedri regolari, ora in dodecaedri pentagonali, ora in icosaedri, ed in altre forme del sistema del cubo. È di color giallo di bronzo, di splendore metallico e dura tanto da dare scintille con l'acciarino. All'aria umida si altera lentamente trasformandosi in idrato di sesquiossido di ferro.

La seconda, detta pure *pirite efflorescente*, *sperchisa*, è meno gialla della precedente, meno splendente, cristallizza e fa qualche volta anche fuoco con l'acciarino. Esposta all'aria umida si efflorisce e si cangia in solfato di ferro solubile.

Si prepara riscaldando a 450° circa, il solfuro di ferro ottenuto a temperatura elevata con la metà del suo peso di zolfo.

Sesquifluoruro di ferro Fe^2F_6 — È un corpo cristallino di color giallo pallido, di sapor dolce ed astringente, solubile lentamente nell'acqua, e decomponibile dall'ammoniaca.

L'acido idrofluorico discioglie l'idrato di sesquiossido di ferro, formando sesquifluoruro.

Protocloruro di ferro Fe^2Cl_2 — *Cloruro ferroso*. È solido, di colore leggermente giallastro, fusibile, volatile, e solubile nell'acqua e nell'alcool. La soluzione colla evaporazione dà cristalli derivanti dal prisma romboidale obliquo, di colore verdastro, i quali contengono 4 equivalenti d'acqua. È ridotto in ferro metallico chimicamente puro, dal gas idrogeno sotto l'influenza del calore. Una sua soluzione assorbe il biossido d'azoto, producendo un liquido nero.

Si prepara allo stato anidro, facendo passare l'acido idroclorico sul ferro riscaldato al rosso. Allo stato idrato si ottiene, sciogliendo la limatura di ferro nell'acido idroclorico, fuori il contatto dell'aria.

Sesquicloruro di ferro Fe^3Cl_3 — *Percloruro di ferro*. Ottenuto

per via secca è in lamine di color violaceo e di apparenza metallica, le quali assorbono rapidamente l'umidità dell'aria e cadono in deliquescenza. È solubilissimo nell'acqua, e da questa soluzione si precipita, dopo un certo tempo, una polvere di color bruno, riguardata come un ossicloruro idrato. Fatto passare allo stato di gas per un tubo di porcellana, misto a vapore acquoso, per doppia decomposizione si produce acido idroclorico e sesquiossido di ferro, il quale si deposita in laminette splendenti, simili a quelle del *ferro speculare* dei Mineralogisti.

Preparato per via umida è in lamine romboidali di color giallo, contenenti 6 equivalenti d'acqua. Molti metalli, come l'argento, il rame, il piombo, ec., si sciolgono nella soluzione di sesquicloruro di ferro e lo fanno passare in protocloruro.

Per ottenerlo per via secca, bisogna far passare sul ferro riscaldato al rosso, una corrente di gas cloro in eccesso. Per via umida si ottiene sciogliendo il sesquiossido di ferro nell'acido idroclorico, o trattando il protocloruro con l'acido nitrico, e col cloro: evaporando si ha un liquido limpido e poco giallo.

Il sesquicloruro di ferro si unisce al cloruro ammonico e dà i *fiori di sale ammoniaco marziale*.

È usato in medicina il cloruro acquoso come emostatico, non che il cloruro sciolto nell'etere, (gocce d'oro).

Protobromuro di ferro Fe^2Br^2 — Allo stato anidro è cristallino, ma dopo il raffreddamento mostrasi lamellosa. Ha un colore giallo chiaro; è fusibilissimo, e solubile nell'acqua, la quale acquista una tinta verdastra, e facendo una soluzione concentrata a caldo, col raffreddamento del liquido si ottengono de' cristalli idrati di quest'istesso colore. Abbandonato all'aria assorbe ossigeno.

Si può ottenerlo trattando il bromo tanto per via secca che per via umida con un eccesso di ferro.

Sesquibromuro di ferro Fe^4Br^6 — È in cristalli di color rosso fosco, solubili nell'acqua con produzione di un liquido rosso, e solubili ancora nell'alcool e nell'etere.

Si ottiene facendo passare i vapori di bromo sul ferro rovente, ovvero trattando questo metallo per via umida con un eccesso di bromo.

Protojoduro di ferro Fe^2Jo^2 — È cristallizzato in lamine di color verde contenenti acqua, che possono perdere con un moderato riscaldamento e passare allo stato anidro. In tale stato è bruno, fusibile e deliquescente all'aria.

È mestieri per preparare questo composto neutro di allontanare per quanto è possibile la presenza dell'aria. Il metodo consiste nel fare una mescolanza di acqua, jodo e limatura di ferro in eccesso.

Solfato di protossido di ferro $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Fe}^2\text{O}^2, 7\text{HO}$ — *Solfato ferroso; vitriuolo verde; vitriuolo romano; copparosa verde*. È so-

lido, cristallizzato in prismi romboidali obliqui, di colore verde, di sapore stitico, solubile in dieci volte il proprio peso di acqua fredda e in $\frac{3}{4}$ del suo peso di acqua bollente. La quantità d'acqua che contiene non è sempre la stessa, ma varia secondo la temperatura alla quale è stato ottenuto. Versando in una soluzione satura di questo sale acido solforico concentrato, si produce un precipitato bianco ch'è il solfato di ferro anidro. Riscaldato a 100° perde sei equivalenti d'acqua dopo di aver subita la fusione, quindi si scompone l'acido solforico parzialmente, e si produce acido solforico anidro ed acido solforoso che si sviluppano, mentre l'ossigeno perossidando il ferro, lo cangia in sesquiossido, che resta nel vase.

Si prepara in grande arrostando all'aria calda il bisolfuro di ferro nativo, abbandonando poscia la massa all'azione dell'aria, trattandola con acqua, e concentrando la soluzione a debita consistenza. Nei laboratorii si ottiene trattando il ferro con acido solforico diluito.

Solfato di protossido e sesquiossido di ferro $\text{Su}^2\text{O}^6, \text{Fe}^2\text{O}^2, + 3\text{Su}^2\text{O}^2, \text{Fe}^4\text{O}^6$ — *Solfato ferroso-ferrico*. Alla solfatara di Pozzuoli incontrasi cristallizzato nel sistema regolare, un minerale conosciuto col nome di *voltaita*, scoperto dallo *Scaechi*, il quale non è altro che un doppio solfato di ferro. Il sale della formola sopraindicata si prepara artificialmente, e fu ottenuto da *Poumarède*. È solido e cristallizzato in prismi delicatissimi.

Si prepara disciogliendo in 5 o 6 parti d'acqua una miscela di 2 parti di solfato di protossido e 2 di solfato di sesquiossido di ferro.

Arseniatoneutro di ferro $\text{As}^2\text{O}^{10}, \text{Fe}^2\text{O}^2, \text{H}^2\text{O}^2$ — Fa parte dei composti mineralizzati ed è detto *scorodite*.

Il composto naturale è in ottaedri regolari; quello artificiale è in polvere bianca che all'aria s'abbruna.

Carbonato di ferro $\text{C}^2\text{O}^4, 2\text{Fe}^2\text{O}^2, \text{H}^2\text{O}^2$ — *Ferro spatico; junckerite; carbonato ferroso; ferro carbonato*. Il ferro spatico, o *siderosa*, è allo stato anidro, trovasi spesso cristallizzato in romboedri, ed è mescolato ai carbonati di manganese, di magnesia e di calce. Le varietà compatte trovansi nei terreni carboniferi in rognoni od in ammassi e si esplotano come minerali di ferro. La *junckerite* o *ferro carbonato prismatico* è in piccoli ottaedri rettangolari, a facce curve, che danno per clivaggio un prisma dritto romboidale.

Il sale preparato artificialmente è allo stato idrato, ed è in polvere leggiera di color bianco-verdastro, insolubile nell'acqua, ma solubile in quella che tiene acido carbonico soluto; da ciò la presenza del carbonato di ferro nelle *acque ferruginose*. Recentemente precipitato è solubile nell'ammoniaca. In contatto dell'aria passa a poco a poco in idrato di sesquiossido di ferro per-

dendo l'acido carbonico. Quando è divenuto d'un giallo brunastro, gli si dà in Farmacia il nome di *croco di Marte aperiente*, e secondo *Soubeiran* è una mescolanza di carbonato con idrato di perossido di ferro.

Il carbonato di ferro riscaldato in vasi chiusi si decompone; si sviluppa acido carbonico ed ossido di carbonio, e resta ossido salino di ferro.

Gli acidi non esercitano che una debole azione sul carbonato di ferro cristallizzato.

Si ottiene per doppia decomposizione, scomponendo un sale di protossido di ferro in soluzione con carbonato alcalino, ma la sua esistenza è temporanea; perchè passa in *solfio anodino di Hartmann* delle Farmacie, il quale è una mescolanza di carbonato di ferro con idrato di perossido dello stesso metallo. La *dolcedine di Marte*, che preparano i farmacisti coll'espore all'aria la limatura di ferro, umettata con acqua fino a che abbia acquistato un color giallo rossastro, ha una composizione analoga.

Metallurgia del cromo e suoi composti.

La metallurgia di questo metallo tuttora incoerente, quantunque cristallino, è in certo modo speciale; perocchè si parte da un *ferro cromato*, minerale abbondante, anzichè no, e si ottiene un sale di potassa puro, da cui si dee poi invocare la preparazione di tutti gli altri composti, e quindi del radicale semplice. Il *ferro cromato* $\text{Cr}^2\text{O}^3, 2\text{FeO}$ è minerale che incontrasi in Stiria, in Siberia, ed a Baltimore negli Stati Uniti americani: quantunque in piccole proporzioni esistesse in moltissime località. Questo minerale serve esclusivamente per preparare i cromati alcalini di potassa, o di soda. Si polverizza sottilmente il ferro cromato, e si mischia con egual peso di azotato e di carbonato di potassa, questa polvere si fa deflagrare e quindi fondere in apposito crogiuolo al rosso: nella quale operazione il ferro si perossida e l'acido cromico passa sulla potassa. Dopo la fusione, si spossa la massa con l'acqua, e si solve il cromato con un poco di silicato e di alluminato di potassa. Se con un poco di ammoniaca si scompongono questi ultimi composti, il liquore si cola e si tira a cristallizzazione, si ottiene un sale giallo di zolfo di cromato neutro di potassa: se poi la massa si satura di acido nitrico, e bollente si tira a consistenza, col raffreddamento deposita il nitrato di potassa, poi dopo alquanti giorni si hanno dei cristalli magnifici di bicromato potassico che si spedisce in commercio.

Il bicromato di potassa è di color rosso arancio, efflorescente, solubile nell'acqua, e da esso si ottiene l'acido cromico, il sesquios-

sido di cromo e tutti gli altri composti, non escluso il *cromo metallico*.

Il quale metallo è stato ottenuto ultimamente dal *Deville Henry*, calcinando l'ossido di cromo con polvere di carbone, impastato di olio di lino, in un crogiuolo di calce e carbone. Egli ha così ottenuto dei granelli bianco-giallicci, di una densità di 5,9 durissimi; ed incapaci di rappigliarsi in una culatta metallica. D'altra parte il *Fremy* ha pure isolato il metallo, decomponendo il vapore di cloruro di cromo ed idrogeno, col sodio gassoso. E *Wohler* ha ridotto al fuoco vivo il cloruro di cromo per lo zinco, in presenza della miscela di cloruro di sodio e di potassio come fondente.

Egli ha, per tal modo, ottenuto una culatta di metallo, che trattata con l'acido nitrico debole, ha dato per residuo dei cristalli incoerenti di cromo, bianchi, o giallicci, o bigio-chiaro. Il microscopio ne ha indicata la forma di romboedri acuti, con densità di 6,81 a 25 centigradi.

Il cromo metallico così ottenuto non ha bruciato all'aria, ma proiettato sul clorato di potassa fuso, ha bruciato con fiamma chiara, convertendosi in cromato. Anche il gas cloro secco fa bruciare il cromo riscaldato, trasformandolo in cloruro violetto. L'acido idroclorico bollente, lo solve con isviluppo di gas idrogeno, e formazione di protocloruro.

I composti di cromo, i meglio studiati, sono pochissimi; ma essi bastano a chiarire la *tetratomicità* del metallo nei sali e la loro analogia coi corrispondenti sali di ferro e di manganese. Difatto, la lista che segue rileva chiaramente queste deduzioni.

Sali cromosi

Sali cromici.

Cr^2O^2	protossido	Cr^4O^6	scsquiossido
Cr^2Su^2	protosolfuro	Cr^4Ch^6	sesquicloruro
Cr^2Ch^2	protocloruro	Cr^4Fl^6	sesquifluoruro
Cr^2Br^2	protobromuro	$\text{Cr}^4\text{O}^6, 3\text{H}^2\text{O}^2$	idrato di perossido
Cr^2Jo^2	protoioduro	$\text{Cr}^4\text{O}^6, 3(\text{A})'$	sale adacido mon ^{co} .
Cr^2Fl^2	protofluoruro	$\text{Cr}^4\text{O}^6, 2(\text{B})''$	» bibasico
$\text{Cr}^2\text{O}^2, \text{H}^2\text{O}^2$	idrato di protossido	$\text{Cr}^4\text{O}^6, 3(\text{T})'''$	» tribasico
$\text{Cr}^2\text{O}^2, 2(\text{A})'$	sale di acido mon ^{co} .		
$2\text{Cr}^2\text{O}^2, (\text{B})''$	» bibasico		
$3\text{Cr}^2\text{O}^2, (\text{T})'''$	» tribasico		

Composti misti.

$2\text{Cr}^3\text{O}^4 = \text{Cr}^6\text{O}^8$ ossido salino di croma

$2\text{Cr}^3\text{Ch}^4 = \text{Cr}^6\text{Ch}^8$ cloruro cromoso-cromico

$2\text{Cr}^2\text{Ch}^4 = \text{Cr}^4\text{Ch}^8 ?$
 $2\text{Cr}^2\text{Ch}^6 = \text{Cr}^4\text{Ch}^{12} ?$ } cloruri non ben definiti ed isolati

Cr^2O^7 acido perchromico

Cr^2O^6 anidride cromica

$2\text{Cr}^2\text{O}^6$ anidride multipla dicromica

$3\text{Cr}^2\text{O}^6$ » » tricromica

$x\text{Cr}^2\text{O}^6$ » » pentacromica.

Da questo specchietto appare dover essere le reazioni di questi corpi molto diversi, per la loro varietà: ma siccome i sesquisali, i cromati e policromati sono i soli interessanti; così riesce agevole il caratterizzarli.

Sali di cromo al minimo — *I protosali di cromo sono poco studiati. Essi non sono alterati dall'idrogeno solforato: precipitano in nero col solfuro di ammonio. Gli alcali fissi danno un precipitato bruno fosco, che si rischiera prontamente all'aria.*

Sali di cromo al massimo — *Questi sali e le loro soluzioni sono dicroici alla luce se sono verdi per riflessione, sono violetti per trasparenza, e viceversa. L'acido solfidrico non li altera, nè precipita zolfo: il solfuro ammonico dà un precipitato verde bigio d'idrato di sesquiossido. Gli alcali fissi danno un precipitato violetto, solubile come l'allumina in un eccesso di precipitante. L'ammoniaca dà un precipitato identico, ma più chiaro.*

Per carattere comune poi, tutti calcinati con un miscuglio di nitro e potassa danno un cromato solubile.

(Pei caratteri dei cromiti, cromati e perchromati v. pag. 54, 55 e 56 di questo volume).

Solfato di cromo $\text{Su}^2\text{O}^{12}, \text{Cr}^2\text{O}^6$ — È un precipitato amorfo di color verde ed insolubile nell'acqua. Riscaldato a 200° cangia di colorito acquistandone uno di fior di pesco; col raffreddamento ritorna al verde.

Si ottiene affondendo poco per volta bicromato di potassa polverato, nell'acido solforico anidro riscaldato ad un calore prossimo a quello della sua ebollizione.

Solfato di potassa e di cromo $\text{SuO}^3, \text{KaO} + 3\text{SuO}^3, \text{Cr}^2\text{O}^3 + 24\text{HO}$.
Allume di cromo. Si presenta in ottaedri regolari di color violaceo, che veduti per trasmissione appajono di un rosso rubino.

È solubile nell'acqua ed insolubile nell'alcool: la sua soluzione acquosa è di un bel colore violetto carico, che tra 70° ed 80° diventa verde, ed i due solfati che costituiscono l'allume si dividono. Questa stessa soluzione versata goccia a goccia nell'ammoniaca caustica in eccesso si decompone; parte del sesquiossido di cromo precipita allo stato idrato di color verde bigiastro, e parte resta nella soluzione colorandola in rosso porpora: se l'ammoniaca non è in eccesso, il precipitato ha un color violetto che tende al bigio.

Si ottiene aggiungendo alcool ad una mescolanza di bicromato di potassa ed acido solforico sciolti nell'acqua, ovvero assoggettando lo stesso bicromato di potassa in soluzione fredda, all'azione del gas acido solforoso.

Protossido di cromo Cr^2O^4 — Non si conosce allo stato puro. Allo stato d'idrato è poco stabile, e tanto da decomporre l'acqua, sviluppare idrogeno, e trasformarsi in ossido salino.

Sesquiossido di cromo Cr^3O^6 — Per questo composto valgono le stesse considerazioni del sesquiossido di ferro.

Sesquisolfuro di cromo Cr^4Su^6 — È di color bigio-scuro e cristallino; rassomiglia molto per l'apparenza alla grafite.

Si ottiene sciogliendo nell'acqua il prodotto ottenuto riscaldando fuori il contatto dell'aria una miscela d'ossido di cromo, solfo e carbonato di potassa; il solfuro alcalino prodottosi resta disciolto ed il sesquisolfuro di cromo rimane isolato.

Protocloruro di cromo Cr^2Cl^2 — Solido, in cristalli bianchi, solubile nell'acqua, dando un liquido di colore azzurro, il quale tenuto esposto all'aria, assorbe ossigeno e si cangia in ossicloruro d'una tinta verde, e della formola Cr^2ChO . Assorbe il biossido di azoto come i sali di protossido di ferro, e cangia le soluzioni dei cloruri di mercurio e di rame in sottocloruri, l'acido tunstico in ossido azzurro, e l'acido cromico in sesquiossido di cromo, per la proprietà riduttrice che possiede.

Volendo preparare questo composto, bisogna far passare una corrente di gas idrogeno puro e perfettamente secco sul sesquicloruro di cromo riscaldato al rosso.

Sesquicloruro di cromo Cr^3Ch^6 — Solido, cristallizzato in larghe lamine semitrasparenti, di bel colore di fiori di pesco, insolubile nell'acqua fredda e calda, e nell'acido solforico. Però mescolato con una piccolissima quantità di protocloruro, e ne basta $\frac{1}{10000}$, si scioglie facilmente nell'acqua trasformandosi in un corpo isomerico di color verde. Il protocloruro di cromo, il cloruro di stagno, ecc., possono ancora secondo *Pelouze* determinare la solubilità di questo composto. La soluzione ha un color verde, e con la evaporazione dà cristalli, contenenti 12 equivalenti d'acqua, aventi lo stesso colore della soluzione.

Si può ottenere riscaldando in una corrente di gas cloro, una

mescolanza di ossido di cromo e carbone. Sciogliendo il sesquiossido di cromo nell'acido idroclorico si ottiene il sesquicloruro idrato.

Trifluoruro di cromo Cr^2F_6 — È pochissimo conosciuto stante che non può raccogliersi in vasi di vetro, che vengono corrosi; e soltanto i vasi di piombo o di platino possono permettere la sua preparazione. È un gas che può liquefarsi acquistando un color rosso.

Volendo preparare questo composto bisogna distillare in appositi vasi una mescolanza, di bicromato di potassa, spato fluore ed acido solforico fumante.

Metallurgia e composti principali di bismuto.

La metallurgia del bismuto è la più semplice di tutti i metalli. Perocchè esso si trova minerale allo stato di *regolo* quasi puro, e quando contiene il 4 o 5 di tellurio, allora si adopera per estrarne prima questo metalloide. In tal guisa mettendo in un cilindro di ferro inglinato il minerale e riscaldando il cilindro, cola il bismuto fuso e si separa dalla ganga quarzosa che lo contiene.

In tale stato mandasi nel Commercio: ma esso contiene varii metalli estranei, e quasi sempre dell'arsenico, e qualche volta il solfo: or fondendolo ripetute volte, dopo averlo ridotto in polvere e mischiandolo col ventesimo di nitro, indi facendolo deflagrare e fondere di nuovo in questo modo, se ne sciupa un pochino, ma si giunge ad avere del bismuto senza arsenico o solfo, e privo degli altri metalli ossidabili.

Il bismuto purissimo può ottenersi nei laboratorii riducendo il sottonitrato di bismuto col carbone, od il flusso nero.

Se non divien puro il bismuto, invano lo si cerca di ottenere in belli cristalli; puro, fondendolo e colandolo come si fa pel solfo, cristallizza in belli romboedri.

I principali composti di questo metallo sono:

Bi^2O^4	sottossido	Bi^2O^{10}	acido bismutico
Bi^2O^6	protossido	Bi^2Su^6	solfuro
Bi^2O^8	ossido salino	Bi^2Cl^6	cloruro:

non che un nitrato, un sotto-nitrato ed un carbonato.

Gli usi del bismuto sono limitati, perocchè oltre al dare il sottonitrato per la medicina, serve nelle così dette leghe fusibili unendosi col Pb, con lo Sn, col Cd, il Hg, il Sb, etc.

I caratteri delle sue soluzioni si riducono a queste: *con l'idrogeno solforato ed i solfuri alcalini precipitano in nero, ed il*

precipitato non è solubile in un eccesso di solfuro solubile. Gli alcali ed i loro carbonati danno un deposito bianco-matto. Le soluzioni concentrate ed acide gittate in grande acqua (specialmente il nitrato) producono un deposito bianco di sottosale, ed il liquido resta acido contenente un soprasale. Il joduro di potassio dà un precipitato molto scuro, ma non nero, nelle soluzioni contenenti tracce di bismuto. Al dardifiamma col carbonato di soda genera un globetto metallico molto frangibile e cristallino. Bolliti i sali con eccesso di potassa o soda caustica, mentre sono attraversati dal cloro gassoso, o misto con clorato di potassa si colorano in rosso-chiaro (acido bismutico).

Cloruro di bismuto Bi^2Cl^6 — Il cloro direttamente si combina col bismuto e dà una sostanza bianca, fusibile e deliquescente; la quale sembra combinarsi con l'acqua. Il cloro gassoso ed il bismuto riscaldato forniscono la prima, l'acqua regia pare sia il mezzo di produrre l'idrato, quando con essa s'intacca il bismuto. Non ha usi.

Protossido di bismuto Bi^2O^3 — *Protossido di bismuto.* È giallo, senza odore, senza sapore e fisso. Al calor rosso si fonde e riscaldato in contatto del carbone, dell'idrogeno, dello zolfo, del cloro, ec., si decompone.

Si ottiene con la calcinazione del nitrato.

Ossido salino di bismuto Bi^2O^3 — *Perossido di bismuto; bismutato di bismuto.* È polveroso, colorato in bruno fosco, ed indecomponibile a 360° . Ad un calore che oltrepassa questo limite si decompone, ed abbandonando ossigeno si riduce in Bi^2O^3 . L'acido idroclorico lo converte in triclorigenato di bismuto svolgendo gas cloro: gli altri acidi concentrati sotto l'influenza del calore lo decompongono e producono sali di protossido di bismuto, sviluppando ossigeno.

Si prepara riscaldando all'aria per qualche tempo, una mescolanza di potassa e di ossido di bismuto.

Idrato di bismuto $\text{Bi}^2\text{O}^3, 2\text{H}^2\text{O}^2$ — È sotto forma di polvere bianca, insolubile nell'acqua e negli alcali in eccesso. Con la ebollizione si disidrata, principalmente in presenza degli alcali, e col raffreddamento del liquido deposita l'ossido anidro in polvere gialla e cristallina.

Bisolfuro di bismuto Bi^2Su^6 — Si trova nel regno minerale presso *Gregorsklach*. È cristallizzato in prismi rettangolari.

Si prepara, fondendo parti eguali di bismuto e trisolfuro, abbandonando il tutto ad un lento raffreddamento e decantando il metallo liquido come praticasi per la cristallizzazione dello zolfo.

Nitrato di bismuto $3\text{NO}^3, \text{Bi}^2\text{O}^3 + 10\text{H}^2\text{O}^2$ — Sale in prismi quadrilateri: deliquescenti. È decomposto dall'acqua in sale acido che resta disciolto ed in sale basico che si precipita. Quest'ultimo è

detto *magistero di bismuto*, *belletto bianco*, *belletto di Fard per le donne*, ed ha una composizione variabile secondo la quantità di acqua che s'impiega nella sua produzione: adoperandone la minore possibile, la sua formola è $\text{NO}^2, \text{Bi}^2\text{O}^6 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Il nitrato di bismuto si ha sciogliendo il metallo nell'acido nitrico puro.

Il sale basico, serve, per bianchire la pelle; sebbene presenta l'inconveniente di annerirsi sotto l'azione dell'idrogeno solforato; ma specialmente nella Farmacia è usato come tonico sovrano, pei catarri e crambi dello stomaco.

Si conoscono altri nitrati basici di bismuto, i quali si ottengono trattando il magistero di bismuto con acqua a riprese: la loro composizione è indicata da formole diverse.

Metallurgia e composti principali di uranio.

L'uranio non è corpo tanto comune, perocchè rinviensi in due sole specie di minerale non molto abbondanti, l'*uranite* e la *pebble*; il primo è un fosfato di calce e di uranio, in belli cristalli giallo-verdastri, l'altro è ossido di uranio mescolato ad altri corpi. Trattando il minerale con l'acido nitrico, e con ripetute cristallizzazioni, si prepara un bel nitrato di uranio. Da questi minerali si cerca ottenere l'ossido di uranio, utilizzato nei vetri colorati e nella pittura a smalto; raramente si ottiene il metallo, e dal suo nitrato, che serve alla Fotografia, si preparano tutti gli altri composti di uranio.

In fatto, dopo ottenuto il nitrato se si trasforma in cloruro e questo si riduce col sodio o col potassio, lavandosi poscia con acqua, si ottiene una polvere nera, parzialmente agglomerata e priva di apparenza metallica. Il *Peligo* ha pure ridotto l'ossalato di uranio in una corrente di gas idrogeno ad una temperatura rossa: ed egli si è accorto che l'*urano* dei chimici è un protossido di un corpo composto, che opera come corpo semplice della composizione $(2\text{UrO})\text{O}$; il quale ha proprietà diverse dal corpo Ur^2O^2 protossido di uranio e forma sali da quelli di protossido d'uranile differenti.

Il metallo non ha uso veruno.

Esiste, per questo corpo, un sottossido ed un sottocloruro di una esistenza instabile e fugace, il primo Ur^4O^3 si ottiene in forma di deposito bruno versando dell'ammoniaca nella soluzione del secondo Ur^4Ch^6 .

Carattere dei sali di uranio — Tanto i cristalli, quanto le soluzioni sono dicroici, e presentano od un bel giallo che trae al verde, od un verde che inclina fortemente al giallo. Probabilmente il dicroismo deriva dal perchè nei sali, esistono dei composti di urano e di uranile, i primi sono verdi, i secondi gialli.

Sali di urano — *I sali di urano sono precipitati dagli alcali, ed il deposito invece di essere un idrato, è quasi un uranato alcalino Ur^2O^6, xUr^2O^3 .*

L'acido solfidrico non agisce sui sali di urano; ma i solfuri solubili degli alcali danno un precipitato nero; probabilmente un idrato di sesquiossido.

Sali di protossido d'uranile — *Il nitrato direttamente, o la soluzione trasformata in nitrato, si dissolve nell'alcool anidro, e questa poi si dissecca fino a scomposizione. L'aggiunta dell'acqua dà una soluzione di nitrato solubile, leggermente gialla ed un precipitato polverulento di color giallo-canario (ossido idrato d'uranile) Malaguti.*

Trasformando in ossalato la soluzione, solvendo il sale in poca acqua ed esponendola ai raggi solari, si vede precipitare una polvere violetta-scuro e la soluzione si scolora (Ebelmen).

Un altro carattere distintivo di questi due corpi si ha dalla preparazione del cloruro; perocchè il cloruro di urano ha vapori rossi, e si raggia in cristalli quasi a lustro metallico verde o neri; mentre il cloruro di uranile è giallo, e si condensa dello stesso colore, dando un corpo estremamente deliquescente (Peligot).

Sottocloruro d'uranio Ur^4Ch^3 — È solido, di color bruno carico, volatile e solubile nell'acqua. La soluzione è di color porpora ed abbandonata a se stessa, dopo poco tempo, si decompone in protocloruro, in una polvere rossastra, ed in gas idrogeno che si sviluppa.

Si prepara riscaldando in una corrente di gas idrogeno il protocloruro fino a che non si produca acido idroclorico.

Protocloruro di uranile Ur^2O^2Ch — Pare che quest'ossidocloruro non abbia il carattere degli altri composti, ma perde un solo equivalente di cloro, e lascia un protossido. Peligot si appoggia forse su questo dato per la sua teoria dell'uranile. Ma questa preparazione serve a produrre piuttosto il corpo seguente.

Protossido di uranio Ur^2O^2 — È solido, in polvere di color bruno cannella, piroforico, il quale abbandonato all'aria passa ad ossido nero.

Si conosce ancora sotto un'altra modificazione, la quale è cristallizzata in ottaedri di color bruno rossastro, di splendore metallico e trasparente ai margini.

La prima modificazione si ottiene riscaldando l'ossalato d'uranio in una corrente di gas idrogeno; la seconda mettendo nelle stesse condizioni il cloruro doppio d'uranio e di potassio.

Protossido di uranile $(Ur^2O^2)O=2UrO, O$ — Il Peligot trovando un'anomalia nella combinazione dei sali di sesquiossido di uranio circa il rapporto dell'acido e della base, per spiegarla con-

sidera la esistenza di un corpo $Ur^{\frac{4}{2}}O^{\frac{4}{2}}$ come il radicale di un protossido che egli formola Ur^2O^2, O ; e che si combina con gli acidi in un sale neutro. Spiega così l'esistenza di un cloruro Ur^2O^2, Cl ; di un solfato Ur^2O^2, O, SuO^3 . Anzi il chiarissimo *Ebelmenn* trovò che il protossido di uranio Ur^2O^2 , scaccia l'argento metallico del nitrato, come lo zinco ed il rame, il che conforta l'idea del *Peligtot*.

Idrato di protossido d'uranio Ur^2O^2, H^2O^2 ? — È una polvere voluminosa, di color bruno-rossastro, la quale fatta bollire si addensa e diventa nera. Si scioglie negli acidi allungati e forma delle soluzioni colorate in verde.

Si prepara versando ammoniacca in una soluzione di protocloruro d'uranio.

Ossido salino d'uranio Ur^2O^3, UrO — *Ossido verde di uranio*. Solido, di color verde, solubile negli acidi, coi quali produce un sale d'urano ed un sale d'uranile. Con un forte calore si decompone, svolge ossigeno e si riduce in un altro ossido di color nero, il quale secondo *Peligtot* avrebbe la formola $Ur^4O^5 = Ur^2O^3, 2UrO$.

Si prepara esponendo all'azione dell'ossigeno, il protossido d'urano, sotto l'influenza del calor rosso oscuro.

Protosolfuro d'urano Ur^2Su^2 — È di color bigio di piombo quasi nero; riscaldato brucia e si riduce in protossido d'urano. È poco attaccato dall'acido idroclorico, ma si scioglie nell'acido nitrico depositando zolfo.

Si ottiene facendo passare sull'ossido d'urano riscaldato al rosso in un tubo di porcellana, il solfuro di carbonio.

Nitrato di urano — È in belli cristalli che sono prismi dritti a base rombica, solubile nell'acqua e nell'alcool. Si ottiene dal trattamento dell'acido nitrico sulla peclblenda. Or calcinando questo sale a 250° esso lascia un residuo ossidato, che veniva altre volte considerato come sesquiossido Ur^2O^3 prima che *Peligtot* avesse avanzato la sua teorica dell'uranile. Anzi la scoperta del *Malaguti* di ottenersi un idrato, solvendo con l'alcool il nitrato, calcinando e lavando il precipitato, dava poco conforto all'opinione dell'uranile.

Anidro il sesquiossido è giallo, più vivo l'idrato Ur^2O^3, Aq . Però a 100° perde la metà dell'acqua, ad un calore più forte si converte in ossido verde Ur^3O^4 . Le soluzioni sono gialle, e non si separa l'ossido per mezzo degli alcali; perocchè l'ossido essendo singolare, si combina con le basi possenti e forma gli *uranati* od *uraniti*, come meglio piace chiamarli.

Giallo d'uranio. Uranato acido di soda — È questo il grande preparato con cui i fabbricanti di vetro ottengono quella specie di cristallo bellissimamente colorato in giallo a riflessi verdastri di splendido colore. Esso si prepara in grande proporzione prendendo il minerale peclblenda e polverizzandolo fino, poi mi-

sciandolo con la calce e facendolo torrefare ad un calore discretamente forte, si forma così un composto che si passa nelle vache di legno ove si discioglie nell'acqua e si decompone con l'acido solforico. Il liquido acido è separato e trattato con carbonato di soda, il quale precipita gli ossidi di uranio; ma lo ridiscioglie, abbandonando gli altri ossidi salificabili. Posto in eccesso questo sale, colato il liquido si fa bollire forte, quindi si decompone con altro acido fino a che più non fa effervescenza e col riposo ed il raffreddamento si precipita il colore, che si raccoglie, si secca e si conserva per l'uso (*Patara*). È tenuto per uranito acido di soda, od *uranato*.

Metallurgia della sabbia di platino.

Il platino, o le sabbie platinifere, costituiscono tutta una famiglia od un gruppo di metalli nobili, aventi l'osmio come metalloide, ed il resto sono metalli: i quali classati per la loro crescente densità ed infusibilità si disporrebbero così:

Osmio, Rutenio, Palladio, Rodio, Platino, Iridio.

La miniera di platino è una specie di sabbia più o meno grossolana, che si trova nel terreno alluviale del Brasile, della Columbia, in San Domingo e nell'Isola di Borneo. La prima volta fu trovato nelle sabbie del Pinto, al Rio della Plata, nell'America del Sud; ed il nome *platina* è il diminutivo di *plata*. Una miniera ricchissima fu scoperta a *Nischne Tagilsk* ed a *Goroblagodat* negli Urali. Ultimamente fu trovato nelle sabbie aurifere di *California*.

S'incontrano, egli è vero, delle *pipiti* di un certo peso, ma queste sono piuttosto rare. *Humboldt* trovò al Brasile la massa di 1088 granelli che si trova ora nel Museo di Berlino; ma di poi in Russia se ne sono trovate masse più forti ancora; cioè da 1 a 21 libbre. Nel Museo mineralogico di Napoli, vi ha pipiti di un certo valore mineralogico: ma pare che nella collezione privata del *Demidoff* si conservi la pipite più grossa. Esso fa parte ancora della roccia del monte *La Martiana*, ove trovasi incastonata in granelli fra la massa di questa formazione cristallina primitiva.

Il trattamento metallurgico il più completo, che si avesse nella scienza è tolto dal lavoro di *Henry Sainte-Claire Deville* e *Debray* pubblicato nei vol. 56 e 61 degli annali di Chimica e Fisica di Parigi, terza serie. Esso è il più completo, più utile, più sollecito ed economico degli altri precedenti; ed ottiene per la via secca il platino dapprima, poi gli altri metalli nei residui delle prime operazioni.

In grazia dell'importante lavoro, al quale ha cooperato non po-

co il giovine *Hantfeuille*, come il *Deville* stesso dice, la scienza registra fatti di grave importanza, e la Storia metallurgica del platino acquista un lustro inusitato: così la maniera di utilizzare i residui inutili, e dà ai chimici il rodio ed il rutenio a studiare, che prima per difetto di metodo erano perduti o trascurati.

La composizione metallurgica delle miniere russe, mischiate in grandi proporzioni può riassumersi secondo *Henry Deville* e *Debray* in

Platino	76,4	80,50
Iridio	4,3	1,45
Rodio	0,3	2,80
Palladio	1,4	0,85
Oro	0,4	0,00
Rame	4,1	2,15
Ferro	11,2	9,10
Osmiuro d'iridio	0,5	2,15
Sabbia insolubile	1,4	1,00
	100,0	100,00

Il platino delle altre località possiede una composizione poco variabile: talchè queste cifre possono rappresentare presso a poco la ricchezza dei metalli diversi costituenti il gruppo dei Platinidi di *Deville*.

	<i>Australia</i>		<i>California</i>			<i>Columbia</i>		<i>Oregone</i>		<i>Spagna</i>
Platino	59,80	61,40	85,50	79,85	76,50	86,20	80,00	76,82	51,45	45,70
Iridio	2,20	1,10	1,05	4,20	0,85	0,85	1,55	1,18	0,40	0,95
Rodio	1,50	1,85	1,00	0,65	1,95	1,40	2,50	1,22	0,65	2,65
Palladio	1,50	1,80	0,60	1,95	1,30	0,50	1,00	1,14	0,15	0,85
Oro	2,40	1,20	0,80	0,55	1,20	1,00	1,50	1,22	0,85	3,15
Rame	1,10	1,10	1,40	0,75	1,25	0,60	0,65	0,88	2,15	1,05
Ferro	4,30	4,55	6,75	4,45	6,10	7,80	7,20	7,43	4,30	6,80
Os Ir ?	25,00	26,00	1,10	4,95	7,55	0,95	1,40	7,98	37,30	2,85
Piombo	"	"	"	"	0,55	"	"	"	"	"
Perdita	0,80	"	"	0,05	1,25	"	"	"	"	0,05
Sabbia	1,20	1,20	2,95	2,60	1,50	0,95	4,35	2,41	3,00	35,95
	100,00	100,00	101,15	100,00	100,00	100,25	100,15	100,28	100,28	100,00

Il *Deville* consiglia sbarazzare il metallo dalla sabbia, per mezzo di ben ordinati stacci metallici e lavature metodiche, prendere 100 parti di questa polvere netta e fonderla con un egual peso di *Galena* (solfuro di piombo). Il ferro che il minerale contiene si combina al solfo della galena ed il piombo si alliga al platino. Quando la massa è fusa vi si gittano 50 parti di piombo povero, si agita la massa e si riscalda di continuo, fino a che sotto la spa-

tola più non si sentono granelli infusibili. La temperatura, in questa operazione deve spingersi al di là del punto di fusione dell'oro, e forse anche più: il che si ottiene da un buon fuoco di coke in fornello di fusione animato da una corrente di aria, spinta da buon mantice.

Quando i granelli sono spariti e la fusione è completa, allora si soffia dell'aria nel crogiuolo: il solfo brucia e si svolge in anidride solforosa, la galena ridotta forma lega col platino, il ferro ed il rame reso solfuri dapprima, si ossidano poi, e formano una *crassa* superficiale di ossidi infusibili. Quando più solfo non brucia, si aggiunge un miscuglio di due parti di buon perossido di manganese e 10 di vetro pesto, allora si fonde di nuovo il vetro, si appropria degli ossidi metallici e del manganese, una *metallina* si produce, la quale dopo il raffreddamento del crogiuolo, si stacca benissimo dalla scoria vetrosa, e se ne separa.

La culatta metallica così ottenuta, si pone in una coppella di calce d'ossa, la quale è posta sopra un crogiuolo forato e pieno di coke, ed il tutto riscaldato in un fornello di fusione. In questo modo si coppella la metallina, il litargirio si forma e fonde, il prodotto liquido filtra per la coppella, attraversa il carbone acceso che lo riduce, e fa colare il piombo liquido ridotto pel foro del crogiuolo arroventato, mentre il platino ridotto ancor esso dà una specie di massa a fiore di cavolo che resta sulla coppella.

Questo platino ritiene tuttavia qualche centesimo di piombo, un poco d'osmio, d'iridio, di palladio e di rodio. Ma quando lo si rifonde in un crogiuolo di calce caustica, col cannello a gas ossidrogeno, e lo si mantiene fuso, fino a che vapore di acido osmico più non si svolge, allora si cola il metallo e lo si raccoglie per gli usi comuni.

Il corpo che interessa sommamente il chimico e l'industriale è certamente il platino, che ha dato il nome al minerale. Per ottenerne tutta la quantità da una specie di minerale misto, si può stacciarlo per adatto crivello a rete metallica e separarne la maggior parte di osmiuro d'iridio, e si può attaccarla in massa col processo indicato. Esso rappresenta 70 a 90 della buona miniera; è molto probabile, che quando si è separata la sabbia, consistente in silicati, e le pagliuole più grosse di osmiuro, il resto si può trattare a secco. Allora il bottone si attacca con acido nitrico per solvere il piombo, e si ha il platino con l'osmiuro in polvere fina, che si dissolve con l'acqua regia, poi si precipita col *cloruro ammonico*, quindi il precipitato si lava, e si riduce col calore in ispugna; o si coppella coll'intermedio dell'argento, (6 o 7 volte il supposto peso del platino). Ottenuto il bottone metallico secondo, lo si tratta con l'acido solforico, che dissolve l'argento e resta il platino puro. O se si vuole coppellarlo in grandi coppelle,

si fa operare l'azione dell'aria fino ad ottenere un nuovo cavolo di platino, che si può trarre di poi con l'acido nitrico, che ne toglie il piombo. Questo residuo poi si fonde col cannello a gas tonante in adatti fornellini di calce. Ma il platino ottenuto in questo modo, contiene un poco di *rodio* ed *iridio*; però questa specie di lega è superiore al platino stesso per gli utensili costruiti pei bisogni del chimico, e della industria: quindi il tutto può adoperarsi impunemente nella confezione delle capsule, crogiuoli ed alambicchi per acidi.

Tutti i processi che danno il platino puro malleabile e duttile come l'argento, lo danno con una densità di 21,13 come quella dell'iridio, e che in lamine sottili, tiene virtù catalitica come la spugna.

Egli è chiaro, che quando si può togliere al platino tutte le materie ossidabili, come ferro, rame ec. e tutte le sostanze volatili si avvicina ad avere una lega tripla di platino, iridio e rodio, e si depura a preferenza quando si fonde nella calce, ove resta ferrito di calce, il rame passa nella fiamma, e la lega rimane pura della composizione $Pt = 76,4$; $Rodio = 5,0$; $Iridio 19,0$.

I trattatisti di Chimica ritengono che l'iridio nuoccia alle qualità del platino puro, *Deville* e *Debray* dimostrano che la lega cennata o quella di platino 78,7 e iridio 21,3 è di un'eccellente qualità, che meglio del platino può impiegarsi pei bisogni commerciali.

Se si desidera togliere l'iridio al platino per aver questo metallo puro, allora si solve nel miscuglio di acido nitrico ed acido idroclorico (acqua regia) la lega succennata, od anche il platino del commercio; ed in luogo bujo vi si aggiunge della calce caustica, allora l'iridio si precipita in forma di ossido. Filtrato il liquore, lo si precipita con sale ammoniacico puro; il doppio cloruro platinico ammonico si lava all'acqua fredda e si calcina al rosso. Il platino si ripristina, e resta però sotto forma di *spugna di platino puro*. Questa può servire così nei Laboratorii per fare le diverse preparazioni del platino, per mostrare il suo potere *condensatore dei gas* (potere catalitico) e può fondersi di nuovo col cannello a gas tonante, nel fornellino di calce per colarlo in forme determinate.

Nel Laboratorio della scuola centrale *Deville* ha fuso masse di questo metallo, perchè egli fu incaricato di un lavoro dal Governo Russo sulla metallurgia del platino. Ed egli operò sopra più di 50 kil. di mina di platino, oltre ad una immensità di prodotti e residui dei fabbricanti francesi. Certo è che all'Esposizione mondiale del 1862, si vide un pezzo di platino fuso dal *Deville* di 100 kil.

Ad ogni modo il mondo scientifico sarà grato al Governo Russo perchè, pubblicatosi il lavoro di *Deville*, si è apparato:

1°. Il metodo per via secca del trattamento dei minerali platiniferi;

2°. Il metodo di purificare le metalline di Russia pure, per via secca ottenuto nelle zecche dell'Impero;

3°. Il metodo misto per la purificazione dei minerali con l'acqua regia;

4°. Il metodo di fusione e di modellatura a caldo del platino;

5°. Il metodo economico di ottenere l'ossigeno dall'acido solforico, e tante osservazioni importanti sui metalli che accompagnano i minerali del platino medesimo.

La Russia avea prima una moneta di platino che coniò nel 1826 e pose in circolazione per 2,000,000 e 1/2 di rubli, ma che distrusse dal 1844 in poi: essa esplota molte migliaia di libbre di platino, mentre l'isola di Borneo ne fornisce circa 800 libbre all'anno.

I fratelli *Chapuis*, i signori *Desmutis* e *Quenessen* di Parigi, e *Malhey* in Inghilterra sono i più grandi lavoratori di platino in oggetti, lamine, fili ec.; ed essi han costruiti diversi *alambicchi* per la concentrazione e distillazione dell'acido solforico: varii dei quali senza saldatura e del valore di 500 a 600,000 lire. Essi in grazia del permesso loro accordato dalla Società dell'alluminio di Nante, brevettata per questi lavori sul platino, hanno organizzato i loro opificii pel trattamento dei minerali di platino per la via secca; e l'utilizzamento dei loro residui.

In chimica occorre ancora un platino diviso in polvere impalpabile detto *nero di platino*: questo si prepara decomponendo il bicloruro con soluzione alcoolica di potassa caustica a caldo. Il nero precipita: lo si raccoglie sopra un filtro e si lava con acqua, con acqua acida, con alcool, poi si secca e si conserva. Esso è dotato di potere energico di condensazione, tanto che si accende in presenza dell'alcool, e lo trasforma in acido acetico, condensando l'ossigeno dell'aria.

La famiglia dei minerali di platino studiata in un gruppo a parte, agevola le cognizioni pratiche e le nozioni teoretiche intorno ai modi di essere di questi corpi, poco bene studiati perchè rari, e trascurati fino al 1839 per non saperli isolare. Il lavoro di *Deville* e *Debray* nel consigliare le nuove pratiche, conforta questa opinione degli autori con le osservazioni seguenti.

L'*osmio*, bruciando all'aria per formare l'acido osmico, è stato già da *Berzelius* comparato all'arsenico, e dal *Dumas* posto accanto al tellurio; sicchè questo corpo sarebbe il metalloide della serie.

Il *rutenio*, di cui si conosce l'ossido cristallizzato, ottenuto dal *Fremy* da una parte, e dall'altra i molti composti per le ricerche

di *Claus* lo avvicinano di molto alle proprietà dello stagno; metallo che produce ossidi basici, ed ossidi acidi.

Il *palladio*, è molto affine all'argento ed al mercurio, perchè pari a quest'ultimo si volatilizza ad un calore più avanzato. Ma la energia basica dell'ossido di argento non s'incontra nell'ossido o negli ossidi del palladio, per cui si distingue.

Il *rodio*, non ha esempio dell'energia notevole con cui si comporta col bisolfato di potassa, o acido solforico; e per le proprietà del suo cloruro, e la basicità dell'ossido non può aversi per un metallo men nobile dell'oro in questo gruppo.

Il *platino* poi pare dell'oro bianco di questa famiglia: mentre l'*iridio* si presenta con caratteri superiori a tutti gli altri, sorpassandoli per la resistenza al fuoco, ed agli agenti diversi.

Fuori dubbio che la storia particolare dei corpi semplici non è giammai completa, potendosi sempre scovrire qualche nuova qualità a misura che si studiano i suoi composti: ma questo gruppo poi è ancora mal noto, cominciando dalla proprietà fondamentale mal indicata, qual'è la densità. Ed il *Berzelius*, da cui abbiamo le migliori indicazioni sulla natura dei composti loro, la loro suscettività di associarsi, l'equivalente loro, pare che poco o nulla siasi occupato dei radicali, avendone poco a sua disposizione. Da che il *Deville* e *Debray* ci hanno dunque istruiti su questo punto, sarebbe una colpa il non attenerci ai loro insegnamenti e ritenere che al *Berzelius* è sfuggito il rutenio, scoperto da *Claus*, per aver il primo non calcolato la quantità di corpo su cui operava, e di non aver saputo cangiar metodo nelle sue numerose ed interessanti ricerche. È di questa condizione principalmente che noi fino alla noja facciamo avvertiti i nostri lettori, dichiarando anche una volta: che l'arte chimica, è fonte di continue scoperte, quando si ha il convincimento che variando le condizioni ed i metodi, debbono variare i risultati!

Le principali qualità di questi corpi noi l'abbiamo esposte nella prima parte di quest'opera, pag. 434, 435, 436. Ma ora occupandoci della loro estrazione aggiungeremo qualche cosa, che riescir possa importante sulla storia di questi sei corpi.

Per finire queste considerazioni diremo che i metalli di questo gruppo hanno tutti la virtù di presentare stati fisici diversi, o differenti forme di aggregazione: la *polverulenta*, cioè la *sponciosa*, e la *metallica*, più o meno cristallina. Tutti, più o meno sono alterabili per l'azione dell'ossigeno e del cloro. Tutti si combinano con certa analogia coi corpi alogeni fluoro, cloro, bromo, jodo e cianogeno, e tendono come il platino a formare composti doppi coll'ammoniaca, dando composti insolubili in un eccesso di sale ammoniacale. Finalmente tutti possiedono un potere condensatore dei fluidi, talchè riescono più o meno a produrre fenomeni di con-

tatto, cioè ad ingenerare aggregazioni e combinazioni fra corpi, che senza la loro presenza, non avverrebbero mai.

Estrazione dell'osmio e del rutenio—Nella mina di platino gli osmiuri si riconoscono, perchè offronsi in lamelle bianche più slargate. Scelte queste si polverizzano sottilmente e si stacciano per tela metallica sottile, poi con quattro o cinque volte il loro peso di zinco si fondono, e si arroventano fino a che non si svolge più vapore di zinco. Si ottiene da questa operazione una massa porosa e friabile. La polvere di questa si mischia esattamente con 3 parti di biossido ed una di nitrato di barite; il miscuglio si pone in un crogiuolo di terra, e si riscalda fortemente per un' ora, ad un calore inferiore a quello che fonde l' argento. Dopo il raffreddamento si ritira una massa nera friabile, che si polverizza con grande cura. Si prepara poi un vase a turaccio smerigliato, il quale possa contenere 20 parti di acqua e 10 di acido muriatico senza arsenico. Il vase è posto nell' acqua fredda, per impedire l'aumento del calore nella reazione, e poi si getta a piccole quote la polvere di *osmio iridiato* di barite ottenuto prima. L' operazione deve farsi sotto un cammino, che tiri il vapore e non faccia diffondere pel laboratorio delle tracce di vapore d'acido osmico ed acido idroclorico. Quando la reazione è ultimata si gittano nella bottiglia una parte di acido nitrico, poi due parti di acido solforico concentrato ordinario. Chiuso il vase, si agita fortemente e si lascia col riposo precipitare il solfato di barite prodotto. Si decanta il liquore dapprima, poi si lava il solfato sopra un filtro, e tutte le acque riunite si distillano in istorta tubolata per ricavare $\frac{1}{4}$ del volume di esso. Questo liquido si satura di ammoniaca, e di solfuro ammonico prontamente, ed è ricco di osmiato ammonico.

Il liquido rosso rimasto nella storta si svapora fino ad ottenere un piccolo volume: nel quale si pongono 2 o 3 parti di sale ammoniac sublimato, e qualche centimetro cubico di acido nitrico, poi a 100° si evapORIZZA a secco. Nella capsula, in cui si è operato, trovasi un precipitato cristallino nero-violacco, che si tratta con un poco d'acqua satura per metà di sale ammoniac, e si lava il deposito con questa stessa acqua, fino a che la colatura esce scolorata. Questo sale si pone in crogiuolo di porcellana e si calcina al rosso-vivo, dopo aver assicurato il crogiuolo in un altro di terra, e posto fra gli spazi del carbone. Si ottiene così una specie di spugna metallica formata da iridio contenente rutenio.

Per isolare il rutenio si pone questa spugna in un crogiuolo di argento unitamente a due volte il suo peso di nitro, ed uno di potassa caustica, e si calcina al rosso scuro per una a due ore. Raffreddato il crogiuolo, la massa si ripiglia con acqua fredda, e si filtra il soluto per un imbuto contenente un tampone di amianto. Il soluto è rosso-arancio, e si tratta con acido nitrico ed acido car-

bonico fino a che si scolora, e più non si hanno callozzole prive di odore osmico, nitroso, o di biossido di azoto. Il ruteniato di potassa così decomposto col riposo da questo liquido, lascia depositare l'ossido di rutenio con qualche traccia di silice. L'ossido raccolto sopra un filtro è calcinato fortemente in un crogiuolo di carbone di storta, e si fonde con gran precauzione con la punta della cannella a gas ossidrogeno, o meglio in un cavo fatto con un pezzetto di calce viva. Per ottenerlo puro, si dee fondere due o tre volte col nitro e la potassa fino a che non acquisti la densità di 11,3 circa.

Per ottenere l'osmio, bisogna ritornare al liquido ammoniacale di sopra indicato, saturarlo con l'idrogeno solforato, poi bollirlo mentre si continua lo sviluppo del gas e lungamente, in seguito filtrarlo e raccogliere il solfuro di osmio nero. Il solfuro è introdotto in un crogiuolo di carbone di storta, ben levigato internamente e munito di un coverchio che lo chiuda a stropiccio, e che venghi affidato ad un altro crogiuolo di terra refrattaria; lo spazio vuoto riempito di sabbia, e coperto anche il primo crogiuolo, lo si riscalda al rosso-vivo intenso per 4 o 5 ore di seguito. Il solfuro di osmio è riducibile pel calore, e lascia un metallo splendente, di un bianco azzurro più vivo di quello dello zinco, che come piccoli frammenti si trovano attaccati al crogiuolo. Questi frammenti possono fondersi in piccoli fornelli di calce ed ottenere un corpo che vanta una densità di 21,3 a 21,4. Quest'osmio è senza odore, e lo si può riscaldare fino al punto di fusione dello zinco senza che si alteri. Però un calore maggiore l'ossida, e lo fa bruciare: trasformandosi in acido osmico Os^2O^8 . Questa varietà è l'osmio-metallico.

Ma vi sono due altre varietà di osmio: cioè l'*osmio cristallino* e l'*osmio compatto amorfo*, quella ottenuta con l'operazione sopra indicata rappresenta la *varietà intermedia*.

Quando si prende l'osmio ottenuto col metodo precedente e si fonde con 7 od 8 parti di stagno puro, l'osmio vi si unisce, ma col raffreddamento si separa in cristalli, isolandosi dalla culatta fusa. Basta dunque solvere lo stagno nell'acido idroclorico molto allungato e puro, per ottenere l'osmio cristallizzato, esente di stagno, e quasi assolutamente inattaccato dal liquido. Allora l'osmio somiglia al boro ed al silicio cristallino. I cristalli però sembrano, al microscopio dei dodecaedri a facce rombiche, ma non sonosi potuto ben definire.

Se invece di stagno si opera con lo zinco, l'osmio allora non si separa dalla lega nel raffreddarsi. La culatta metallica soluta nell'acido idroclorico diluito, fornisce una polvere nera estremamente combustibile, come il carbonio grafico.

Tuttavolta, se invece dell'acido per solver lo zinco, lo si volati-

lizza ad un calore intenso della cannella a gas ossidrogeno, si ottiene dell'osmio completamente metallico, molto coerente, perchè segna il vetro, ma non fuso. E per fonderlo, occorre un artificio speciale ed allora si ha della massima densità 21,4. Ma senza grande cautela, se si ottiene un calore in cui il rutenio sarebbe liquido, il metallo si volatilizza istantaneamente, producendo una fuligine di osmio pari al nerofumo.

Dalle ricerche in esame, gli autori conchiudono, che l'osmio è volatile alla temperatura in cui l'iridio è in piena fusione. *Thenard* e *Dulong* avevano già notato che l'osmio possiede come il platino, la facoltà condensatrice, o la virtù catalitica della sua spugna: ma i nostri autori l'hanno messa fuori ogni obbiezione.

L'osmio forma un acido volatile, della densità del suo vapore 8,9 a 9 è la formola dedotta $= OsO^4$ equivalente 131,5 di una molecola a 2 vol. Esso ha un' influenza irritante dolorosissima sugli occhi, se lo si trova diffuso in vapore nell' ambiente. Possiede il carattere di rendere aderente il mercurio al vetro in cui fu contenuto. Esso bolle al di sotto di 246°. Si prepara con l'arrostitimento all' aria dell' osmiuro disaggregato dalla galena, come di sopra è detto. Precipitato l' osmio in forma di solfuro, polvere nera, questa si dissocia ad elevata temperatura in osmio e zolfo. Ma se il filtro che lo contiene si asciugasse ad una temperatura di circa 100°, il solfuro prende fuoco e si converte in acido osmico.

Il rutenio poi è metallo il più refrattario dopo l'osmio; per fonderne piccole quantità è mestieri usare la punta più attiva del dardo a gas tonante: e pure durante questa operazione si forma un poco di ossido RuO^2 , il quale è volatile in fuligine bruna, con un odore quasi di acido osmico. Esso ha color brunastro alla superficie, ed è duro e spezzabile come l'iridio. La sua densità 11,4 è l'unico carattere che lo distingue, imperocchè il colore delle soluzioni, quando si tratta dei metalli del platino hanno un valore quasi nullo. Questa sua densità, esattamente metà di quella dell'iridio, è caratteristica. Esso separasi dal rodio per la insolubilità di un sale rosa che forma $(RuCh^3, Ka^2Ch^2)$; e per la sua incolumità in un miscuglio di nitro e potassa.

Il rutenio possiede anche un protossido RuO , che deriva dalla torrefazione del metallo all'aria libera: esso si alliga benissimo con zinco e stagno formando due leghe cristallizzate. La lega di zinco è in belli prismi esagonali, quella dello stagno è in cubi perfetti, e consta di $Ru = 31$ e $Su^2 = 69$. La composizione della prima non è stata analizzata.

Palladio — In un minerale di platino del Brasile, che si vende in Europa da pochi anni in qua, il dottor *Wollaston* nel 1803 trovò questo corpo nuovo nella serie dei metalli che accompagnano il metallo in esame.

Il *Deville* nulla ha fatto di nuovo per la sua estrazione e pare che avesse seguito il metodo vecchio per estrarre il palladio dalla mina. Questo consiste nel mettere il metallo di platino in forma più attaccabile che sia possibile dall'acqua regia; precipitare il platino con la soluzione di sale ammoniaco, lavare il precipitato, e raccogliere le acque madri residue. Rese acide queste acque con acido idroclorico, con lamine di zinco, si precipitano tutti i metalli che vi esistono. Si ha così un deposito spongioso, si raccoglie, si lava e si scioglie nell'acqua regia, la soluzione così contiene dell'iridio, del rodio, del palladio, del rame e del platino. Esso dipoi viene saturato esattamente con carbonato di soda, poi precipitato col cianuro di mercurio. Cade allora come fondiglia un precipitato verdastro di cianuro di palladio e di poco rame. Il cianuro si calcina all'aria libera, si solve il prodotto nell'acqua regia nuovamente, si aggiunge al liquido cloruro di potassio, e si concentra a secco. Il cloruro di rame allora esistente si toglie con lavare il residuo fino a che si scolora con alcool, dopo averlo sottilmente polverato. Quando il doppio cloruro di potassio e di rame è scolorato, altro non resta che calcinarlo fortemente fino a che il cloruro di potassio si volatilizzi, o calcinarlo semplicemente fino a fusione, indi trattarlo con l'acqua che scioglie il cloruro, e cogliere la polvere spongiosa di palladio. Questa si fonde col dardo di fiamma, in presenza del nero di fumo puro, e si ottiene metallico. Ma può volatilizzarsi in vapore verde.

Conviene però non tacere che sebbene il palladio si trovi nella miniera di platino, pure non è da tacersi che certe sabbie aurifere del Brasile danno 5 o 6 per 100 di palladio, e certi seleniuri di piombo dell'*Harz* ne contengono. Dopo estratto o precipitato l'oro, dai residui metallici di essi, si ricava il palladio. La riduzione del cianuro, o del doppio cloruro palladico-potassico, è sempre il processo, per avere il corpo puro.

Rodio — Il rodio in quantità molto piccola accompagna il platino nella sua miniera, fu scoperto pure dal *Wollaston*; e nel correre del 1803 mentre egli scopriva il *palladio*, poi l'*iridio*, *Disco**ttils* noverava il *rodio* fra i componenti la mina in parola.

La sua metallurgia è questa, nell'acqua madre da cui fu prima isolato il platino in forma di cloruro platinico ammonico, e poi il palladio col cianuro di mercurio, si aggiunge al soluto acido idroclorico puro in eccesso e si fa bollire per iscomporre il cianuro di mercurio che potrebbe essere stato in eccesso. Tirato il soluto a secchezza, si lava ripetutamente con l'alcool, il quale scioglie tutto che non è *cloruro doppio di rodio e di sodio*. Il residuo si calcina fortemente in un apparecchio (canna di porcellana) mentre passa una corrente d'idrogeno secco e privo di metalli, allora il rodio si ottiene in forma di polvere nera: la polvere si può fon-

dere col cannello a gas ossidrogeno in una coppella di calce caustica. Si può anche trattare il residuo, depurato di palladio solvendolo nell'acqua, precipitandolo col solfuro di ammonio, e calcinando fortemente il residuo nero, in crogiuolo di carbone, con le medesime precauzioni usate per l'osmio.

Iridio — Si dee prescegliere, per ottenerlo, l'osmiuro d'*iridio*, il quale fuso con 6 volte il suo peso di zinco puro, poi polverizzato sottilmente, quando per l'azione di potente fuoco tutto lo zinco siesi evaporato, e l'osmiuro si trova in una condizione di fragilità notevole. La polvere finissima si staccia per separarne qualche lamella di osmiuro inattaccata. La polvere si mischia con 5 volte il proprio peso di ossido di bario, e 3 volte o due di nitrato di barite puro e decrepitato, e dopo averli ben mischiati si pongono in erogiuoletto di argento, posto in erogiuolo di argilla. Il erogiuolo di argento dev'essere chiuso bene dal proprio coverchio: poi riscaldato ad un calore che non fonde l'argento, quindi si porta freddo il vascellino di argento in una capsula, e con un pennello duro e l'acqua si perviene a staccare interamente la massa. All'aggiunta dell'acqua l'*osmio-iridiato* di barite si riscalda un poco; la capsula si covre con un imbuto, poi si fa colare un poco di acido nitrico, e si porta ad una viva ebollizione fino a che sia disperso l'odore irritante di acido osmico. Quest'operazione fatta in una storta e con precauzione dà l'acido osmico ancora; ma l'operazione ricree più lunga e dev'essere più lenta. Il tutto portato a seccchezza, con garbo si ripiglia il deposito con acqua acidolata, che non deve dare odore di acido osmico all'ebollizione. In questo liquido vi si versa con una pipetta la precisa quantità necessaria per trasformare la barite in solfato, ma che non resti sale di bario in eccesso: piuttosto una gocciola di acido solforico, che non può nuocere all'operazione. Il deposito si lava all'aleool, il liquido che passa si tratta con 7 od 8 volte il peso dell'osmiuro adoperato di cloruro di ammonio. Il deposito di sale doppio (*cloruro ammonico iridico*) si lava con acqua semisatura di sale ammoniacale. Se il liquido che passa contiene qualche traccia ancora d'iridio, in istato di sottocloruro non precipitabile, basta acidolarlo con poco acido nitrico, farlo bollire e raccogliere il nuovo precipitato che si forma, poi si lava di nuovo col soluto di sale ammoniacale, poi con acqua aleoolizzata, quindi con aleool puro. Il sale raccolto nel filtro, unito al filtro si dissecca dolcemente, indi si pone in un erogiuolo di carbone ben chiuso e si riscalda dolcemente, per tutto il tempo che si evapora sale ammoniacale, poi aprendo il erogiuolo, si brucia il filtro a basso calore. La materia del erogiuolo è poi ripresa e riscaldata in un'atmosfera d'idrogeno, e si ottiene l'iridio puro in polvere. Se l'operazione fu ben con-

dotta, questo iridio è tolto per analisi quantitativa, ossia rappresenta l'iridio appunto esistente nell'osmiuro adoperato.

Come si sarà notato, questo processo è quello stesso dell'*osmio* e del *rutenio* : ma con un sol processo si possono ottenere i tre corpi, purchè non importi la quantità di ciascuno.

La spugna d' iridio così ottenuta si può fondere in un lingotto, con una forte corrente a gas ossidrogeno in un crogiuolo, o cavo di calce, e non si è trovato opportuno il gas illuminante, ma l' idrogeno puro. Dopo aver consumato circa 300 litri di ossigeno per 25 grammi d' iridio, si trova questo effuso con la densità di 21,15 esattamente eguale a quella del platino.

Esso è del colore quasi del platino, un poco più scuro, ed un poco più splendente, è infusibile ai fuochi comuni ed al comune dardo del cannello a gas ossigeno ed idrogeno carbonato. È facile a produrre leghe coi suoi congeneri; mentre le leghe con lo zinco, e lo stagno hanno poca importanza.

Considerazioni generali.

I metalli del platino possono dividersi in due gruppi, il primo comprende quelli con un equivalente 53 rispetto ad 1 d' idrogeno, o 106 se l'idrogeno è 2 ; i quali sono il Ru, Ro, Pd; ed il secondo gruppo ad equivalente 98,5 o 1960 comprendendo Os, Ir, Pt.

La densità dei tre primi è Ru = 11,3; Pd = 11,8; Ro = 12,1: quella dei secondi poi è Os = 21,4; Ir = 21,15; Pt = 21,15.

La fusibilità è pel primo gruppo più facile, e corrisponde per densità al più difficile e più pesante: talchè sono in ordine alla fusibilità rodio, palladio, rutenio, platino, iridio, osmio. Essi formano dei composti speciali con le molecole organiche, di qualità notevoli.

L' *osmio* non forma leghe a proporzioni costanti, nè a caratteri definiti ; mentre si possono avere delle leghe determinate per gli altri metalli.

Ro Sn	
Ru Sn ²	cristallizzata in cubi
Ir Sn	»
Ro Zn	0
Pt ² Zn ³	0
Pt ² Sn ³	cristallizzata in eubi
Pd ² Zn ²	»

Fra i caratteri generali dei metalli di questa famiglia, esposti di
Parte II.

sopra (pag. 282) noi abbiamo ricordato come il *Deville* avesse notato posseder tutti i sei individui il *potere catalitico*: ora nel 12° fascicolo del corrente anno degli *Annales de Chimie et de Physique quatrième série* t. XII. Troviamo determinato questo potere dal Dottor *Graham*, a proposito di un suo lavoro *sulla separazione ed assorbimento dialitico dei gas per le membrane colloidalì*, dalle quali sperienze risulta un vero scientifico, che la capillarità delle spugne metalliche è la cagione del loro riscaldamento e della loro condensazione. Senza notare le importanti pruove sperimentali dell'autore, registriamo che:

Il *platino* riscaldato al rosso-vivo lascia passare, assorbendo e condensando 489 c.c. di H per minuto, sopra 1 metro quadrato di superficie: circa quattro volte quella che passerebbe per una parete di caoutchouc di 0,014 di spessezza, mentre appena è penetrabile l'ossigeno, l'azoto, il cloro, l'acido cloridrico, il gas acqueo, l'ossido di carbonio, il gas delle paludi, l'idrogeno solforato e l'ammoniaca. Per un'azione di porosità un vol. di platino assorbe, se è fuso e tenuto al rosso ciriegia, da 2 a 5 di gas idrogeno; la spugna ne assorbe 1,5 quasi. L'idrogeno resta per mesi nel platino e vi rimane ritenuto alla temperatura ordinaria. Ma riscaldandolo, il platino cede H e diventa più bianco di prima, l'occlusione dunque dell'idrogeno nel platino è sicura; esso si allotropizza anche in seno dell'acqua *.

Il *palladio* assorbe in pari condizioni 643,3 vol. di H; e non lo abbandona che nel vuoto, e quando è desso riscaldato da una fiamma a gas. Egli è il metallo più assorbente. Ma già alla temperatura ordinaria ne assorbe 370 volumi; quasi la metà della proporzione di quello assorbito a 245° gradi. (Napoli)

La spugna di palladio riscaldata a 200° ne assorbe 686 volumi; senza assorbire nel contempo nè idrogeno, nè ossigeno. Ma l'alcool ed altri liquidi sono assorbiti dal palladio. E la lega di Pd = 5 e Ag = 4 ha potere assorbente minore (circa 20,5 volumi di H).

L'autore opina che in questo assorbimento vi ha momentanea liquefazione del gas: ciò può essere, ma mancando le pruove sperimentali si debba, come il *Napoli* credeva, da ammettere l'*allotropia* per condensazione di un corpo, che diventa attivissimo alle reazioni, anche attraverso dell'acqua.

Il *Graham* ha egualmente sperimentato l'osmiuro d'iridio; ed ha ottenuto zero per risultato. Poi le polveri di oro, argento, rame, ferro, ed antimonio; e conchiude che il primo ne assorbe al calore di una muffola 2, vol. e 12 di gas del fornello, consistendo in ossido ed acido carbonico, idrogeno ed azoto. L'argento assorbe vol. 0,289. Il rame assorbe vol. 0,6 d'idrogeno; e nei fili circa la metà. Il ferro assorbe 7 vol. a 12 di gas che ha dato, ri-

scaldandosi nel vuoto al rosso-scuro : assorbe 4 vol. 15 di ossido carbonio.

In generale i metalli cristallini pare che poco o nulla si prestino a questo assorbimento. Ora il *Napoli* fin dal 1851 nella Istituzione pag. 108 diceva « che la forza *catalitica* si sarebbe spiegata con la capillarità fisica ; e nel 1845 nei *Prolegomeni al Corso di Chimica fisiologica* pag. 21 fa presentire ciò dichiarandosi per la opinione del *Liebig*, che vedeva nella invenzione di questa *forza catalitica* un arrestarsi del progresso scientifico ». Il *Napoli* mostrando l'allotropia dell'idrogeno per la spugna di platino nell'acqua, quasi si pronunzia di fatto per un' azione fisica di moti molecolari fra il platino poroso ed il gas idrogeno. Ma oggi è più che convinto, che i metalli più infusibili ed incristallizzabili debbono avere questa potenza condensatrice.

Le altre qualità dei composti e la loro relazione chimica è diversa per ciascuno, e si possono stabilire a preferenza quelle che qui appresso notiamo.

L' *osmio* per la facilità con cui si trasforma in acido osmico, e per la volatilità ed odore che questo vanta, non si può confondere con gli altri metalli del gruppo. Esso si solve nell' acqua regia senza formar cloruro, ma l'acido osmico; e pare che il suo miglior solvente sia l'acido nitrico fumante e caldo; e l'acido Os^2O^3 il composto più stabile. Sotto l'influenza del cloro gassoso, non si altera fino a 2 o 300° gradi, ma riscaldato al rosso si combina e produce una massa mista di giallo e di verde, perchè il protocloruro men volatile è verde ed il sesquicloruro più volatile è giallo. L'osmio ancora ad alta temperatura decompone l'acqua per poco tempo, poi la decomposizione si arresta da sè (*Regnault*). L'osmio forma un protossido ed un protocloruro di color verde più o meno scuro; il secondo pare si solvesse nell'acqua, ma invece si decompone in essa in acido osmico volatile, ed in osmio metallico; forma cloruri doppi con le basi.

Esiste un sesquiossido $2\text{Os}^2\text{O}^3$ dietro l'opinione di *Berzelius*, e formasi per l'azione dell'ammoniaca sull'acido osmico; il quale bollito e lavato con l'azione della potassa a caldo, dà una polvere detonante. Anche un biossido Os^2O^4 di color nero, e poco stabile pare esistesse, e *Claus* l'ha visto decomporsi in osmio ed acido osmico, riscaldandolo in un tubo. Il bi-cloruro giallo, quasi rosso, è pochissimo solubile nell'acqua, insolubile nell'alcool; tende a formare cloruri doppi più solubili, e nell'acqua bollente si dissocia facilmente in osmio metalloideo, acido osmico ed idroclorico.

* NAPOLI sull' allotropia e lo stato nascente dei corpi.

Lo stesso bi-cloruro riscaldato con la potassa si colora in nero, precipita il biossido e si scolora il liquore. L'ammoniaca si comporta egualmente, ma con maggior lentezza; o con prestezza quando è riscaldata: lo stesso fanno i carbonati degli alcali: quello di soda non precipita a freddo, neanche le soluzioni concentrate; a caldo però si forma lentamente un deposito.

Il carattere essenziale dei soluti di osmio basici (cloruri ed ossidi basici) è quello di trattarli col nitrato d'argento, che forma un precipitato verde-scuro, il quale con l'aggiunta di un eccesso d'ammoniaca, perde il cloruro d'argento solubile, ed il precipitato diventa minore e di color rosso-bruno. Il joduro di potassio non pare spieghi azione rapida; dopo qualche tempo forma un deposito nero ed un liquido azzurro; più tardi il liquido si fa rosso-porpora e non dà più precipitato. L'idrogeno solforato non dà precipitato prontamente, ma col tempo genera un solfuro, il quale a forte temperatura in vase di carbone di storta dà l'osmio ridotto (Deville e Debray).

L'acido osmioso $2OsO^3$ pare che esistesse in combinazione soltanto degli alcali. L'acido osmico è salificante nettamente. L'osmiato di potassa alcalino in contatto dell'alcool pare formasse d'osmito di potassio. Gli osmiti in contatto dell'acido solforoso danno immediatamente un bel precipitato di colore d'indaco, e svolgono vapore di acido osmico.

L'acido osmico Os^2O^8 Fremy, e Os^2O^7 Henry Rose forma una massa bianco-cristallina, che diventa molle col calore della mano, e si fa bollire quasi a 100° liquefacendolo. Ha forte tendenza a volatilizzarsi con vapore dispiacevole ed irritante. La sua soluzione non dà precipitato nei soluti alcalino-terrosi. I solfiti danno un coloramento forte azzurro-violetto, e scovrono l'acido in piccole quantità. I metalli, ed anche il mercurio precipitano l'osmio. Tutte le reazioni che svolgono vapori di acido osmico già caratterizzano l'esistenza di quest'ossido, che i solfiti ed i formiati riducendolo pare lo mettono fuori ogni dubbio. Talchè l'osmio genera i seguenti composti:

Os^2Ch^2	protocloruro	Os^2O^2	protossido
Os^2Ch^4	bicloruro	Os^2O^4	biossido
Os^2Jo^2	joduro ?	Os^2O^6	acido osmoso
Os^2Su^2	solfuro ?	Os^2O^8	» osmico.

Pare, secondo Claus, che il rutenio sia un metallo fragile; è pochissimo solubile negli acidi, mentre ha grande tendenza ad ossidarsi: fuso con un miscuglio di biossido e nitrato di barite dà il rutenato di barite, solubile nell'acqua. Si combina con

l'ossigeno ed il cloro. È caratteristica la soluzione del sesquicloruro, sotto l'influenza dell'idrogeno solforato; perocchè si produce un'abbondante deposito di solfuro, ed il liquido diventa di un bell'azzurro; qual colore persiste, se si fa spogliare il liquido dall'acido idroclorico libero in presenza dell'idrogeno solforato in eccesso dopo una corrente d'aria. La potassa dà un precipitato nero di sesquiossido idrato nelle soluzioni neutre. La ammoniaca, i carbonati alcalini, ed i fosfati operano analogamente; ma le precipitazioni non sono complete. Il cianuro di mercurio istantaneamente pare non agisca; pure nel corso di 24 ore si forma una colorazione prima verde e poi azzurra. Se la reazione si fa a caldo, il colorito più non si produce, ma invece un deposito nero si forma con lentezza. Le soluzioni diluite, in unione col lannino disciolto a freddo, non producono nulla di notevole, a caldo un bel colorito azzurro. Il colorito medesimo prendono, con una lamina di zinco, ma poi questo sparisce col precipitarsi del metallo sullo zinco. I composti studiati sono:

Ru^2Ch^2 protocloruro	Ru^2O^2 protossido
Ch^2Ru^2 sesquicloruro	Ru^2O^3 sesquiossido
Cy^3Ru^2 sesquicianuro ?	Ru^2O^4 biossido
	Ru^2O^6 acido rutenico.

Tutte le cennate reazioni sono dei sali puri di rutenio; ma esse sono alterate se il metallo contiene qualche altro corpo della famiglia.

Se si prende un poco di polvere metallica si mischia col sale marino e si sottopone al calor rosso ed una corrente di cloro fino a che la massa sia di color nero, poi si solve questa, essa prende un bel color giallo. In essa l'ammoniaca genera un color nero, l'idrogeno solforato un coloramento azzurro, mentre precipita il solfuro di rutenio. Questo saggio è caratteristico.

Il palladio si conosce e diversifica dal platino, perchè ha un color più bianco, ed è quasi roseo rispetto ad esso: posto in una fiamma carbonosa, anche quella dell'alcool, si combina col carbonio, e tolto dal fuoco esso resta candente fino a quando non tiene più carbone, il che non fa il platino. Si distingue anche lavorato per mezzo di una gocciola di tintura di jodo, la quale evaporata all'aria lascia sul palladio una macchia nera, mentre sul platino non resta nulla: e la macchia sparisce con l'arrovamento. Il palladio poi si solve nell'acido nitrico sporco di acido nitroso, e non il platino: la soluzione si comporta con i reagenti producendo, allorchè è neutra, un precipitato rosso-

bruno con l'acqua di ossido o sale basico di palladio. Il cloruro di palladio tende a produrre sali doppi, e tanto esso, quanto questi sono solubili nell'alcool, ad eccezione del sale di palladio e potassio che lo è poco. Una soluzione di potassa produce nel protocloruro un sale doppio, solubile in un eccesso di reagente.

Un eccesso di ammoniaca non precipita la soluzione di nitrato, e precipita abbondantemente quella del cloruro in color rosso-bruno, il quale non si solve nell'ammoniaca che dopo tutto un giorno in un liquido scolorato.

I carbonati di potassa e soda danno un precipitato bruno, solubile in un eccesso di esso. La soluzione di cianuro di mercurio genera un deposito bianco-giallastro gelatinoso di cianuro, che col tempo diviene quasi bianco, si solve egualmente nell'acido idroclorico e nell'ammoniaca. Carattere essenzialissimo: e sale che pel calore dà il palladio puro. I suoi sali sono :

Pd^2Ch^2 protocloruro	Pd^2O^2 protossido
Pd^2Ch^4 bicloruro	Pd^2O^4 perossido
Pd^2Cy^2 protocianuro	Pd^2Su^4 bi-solfuro.
Pd^2Cy^4 bicianuro	

I sali di platino non sono precipitati dall'acido idroclorico, con l'acido solfidrico danno un deposito che si solve nei solfuri alcalini e nell'acqua regia, mentre sia l'acido nitrico, sia l'acido idroclorico, non lo solvono, nè lo scompongono. Nelle soluzioni allungate, i sali di potassio e di ammonio formano un deposito giallo, pari a quello dei liquidi concentrati: ma nel primo caso l'aggiunta dell'alcool ne determina la produzione.

Il precipitato giallo, si solve nell'acqua bollente e cristallizza col raffreddarsi di essa quando è puro. Il cesio ed il rubidio producono pure tal precipitato; ma esso è insolubile nell'acqua. Tutti gli alcaloidi di natura organica, danno eguale reazione. Le lamine di argento precipitano il platino in ispugna bigia, lo zinco in ispugna nera. Il deposito degli alcali è un doppio cloruro platinico $2(\text{PlCh}^2, \text{KaCh})$ dal quale il calore forte ingenera la riduzione metallica. Questi caratteri sono negativi per i protosali, o protocomposti di platino.

Il composto salino il più interessante è appunto il bicloruro di platino, che si ottiene col solve il metallo puro nell'acqua regia, disseccare per evaporazione, e conservare il deposito rosso che si ottiene.

Con questo sale solubile, si preparano tutti gli altri: con la so-

luzione del cloruro si ha un reagente di molti composti, i quali per lo più sono sali doppi. La calcinazione graduata del bicloruro ci dà il sottocloruro.

Pt^2Ch^4 percloruro, o bicloruro

Pt^2Ch^2 protocloruro

Pt^2Br^4 bi-bromuro

Pt^2Jo^4 bi-joduro

Pt^2Jo^2 protojoduro

Pt^2O^3 protossido

Pt^2Su^2 protosolfuro

Pt^2O^4 biossido di platino

Pt^2Su^4 bisolfuro.

Platino fulminante (non determinato)

Basi ammoniacali

Sali di Gross

» di Reiset

Ammoniache composte

» idrate

nella Chimica organica.

Il rodio metallico si ha in polvere che a forte fuoco non si fonde e si aggrega; ma col cannello a gas ossidrogeno si fonde prima del platino: quando è puro è meno bianco dell'argento: in polvere col riscaldamento continuato dà un ossido salino $Ro^4O^4 = RoO + Ro^2O^3$. Chimicamente puro, non si solve nell'acqua regia stessa; ma si scioglie se essa contiene qualche traccia di palladio. Il protocloruro è rosso-scuro, e non è decomponibile nè dagli alcali nè dai carbonati. Il sesquiossido è nero o bigio-verdastro, se è idrato. La soluzione di sesquicloruro è rosso scura, l'ammoniaca pare non l'alteri dapprima, ma poi vi genera un precipitato giallastro-bruno di sesquiossido idrato. Il carbonato di ammoniaca agisce egualmente; ma il deposito che dà è idrato dell'ossido salino. È caratteristico il precipitato color di rosa che forma col nitrato di argento, col nitrato di protossido di mercurio e con l'acetato di piombo. Una lamina di

zinco, precipita il rodio in nero come il platino. I principali suoi sali sono:

Ro^3Ch^2	protocloruro	Ro^3Ch^3	sesquicloruro
Ro^2O^2	protossido	Ro^3O^3	sesquiossido
Ro^2Su^2 ?	protosolfuro	Ro^2Su^3 ?	sesquisolfuro
Ro^2O^2	+	Ro^4O^6	ossido salino..

L' iridio è più bigio del platino, è un poco spezzabile quando è anche fuso. Si solve a stento e poco nell' acqua regia; anche quando è stato ridotto dall' acido formico, che è più sottile del nero di platino. Il bi-solfato di potassa a caldo, fa ossidare ma non solve l'iridio. Fuso col nitro dà una massa verde-nerastra solubile nell'acqua con color d'indaco.

Il protossido Ir^2O^2 è di dubbia esistenza; o almeno non è molto noto. Il sesquiossido Ir^2O^3 è di aspetto nero, e pare il primo e più stabile composto di questo metallo. Il biossido poi Ir^2O^4 è il più importante: come altresì il bi-cloruro corrispondente, che si ottiene o per l'acqua regia, o per via secca clorurando il metallo col gas non umido. Nella sua soluzione la potassa produce decolorazione del liquido, e poi precipita il cloruro iridico-potassico: e si forma, secondo Claus, ipoclorito alcalino, e sesquicloruro verde oliva. Alla lenta azione del calore questa dapprima passa dal rossastro all' azzurrastro: ed il colore si fa più intenso alla superficie in contatto dell'aria. Il liquido somiglia ad un soluto di rame. È caratteristico pure il bel colore del precipitato della potassa nel bicloruro d' iridio. L' ammoniaca dà un leggiero deposito nero, nelle medesime condizioni, il liquore è di color men bello del primo: mentre il sesquicloruro dà il colorito a freddo e subito. Il carbonato di potassa dà un deposito abbondante rosso-bruno, che lentamente si solve in un eccesso del reagente. Il nitrato di argento produce un precipitato azzurro di sesquicloruro, come quello del cloruro decomposto dagli alcali; e l' ammoniaca lo fa bianco. I composti suoi sono:

Ir^2Ch^2	protoeloro	Ir^2O^2	protossido
Ir^2Ch^3	sesquicloruro	Ir^2O^3	sesquiossido
Ir^2Ch^4	bi-cloruro	Ir^2O^4	bi-ossido
Ir^2Ch^6 ?	pereloro	Ir^2O^6	acido iridico.

USO DEI SILICATI IN CHIMICA TECNICA

Silicati naturali.

La vistosa famiglia dei silicati va distinta in Chimica in due gruppi. Comprende il primo i *silicati naturali*; gli *artefatti* appartengono all'altro. Dei silicati naturali in genere basta quanto ne abbiamo esposto a pag. 48 e seguenti. Per le specie sarebbe lungo il numerarle in questo luogo, mentre essi formano la parte più ricca delle specie mineralogiche, e varie pietre preziose. Vero è che il loro studio appartiene anche alla Chimica; ma come i mineralogisti ne trattano diffusamente, così noi rimandiamo lo studio già provetto al riscontro di queste opere, che se ne occupano di preferenza; e tratteremo sommariamente del gruppo dei *silicati artefatti*, che costituiscono industrie speciali di gran momento.

Silicati artificiali.

Sotto questo nome van compresi i diversi composti vetrificati, e vetrificabili che si ottengono fondendo la silice con una o più basi alcaline, e con altre basi metalliche. In essi si comprendono i *vetri*, le *pietre preziose artificiali*, gli *smalti*, e le *porcellane*, da cui la tecnologia trae tanto profitto.

Silicato di potassa e di soda.

Vetro solubile—Fondendo insieme del quarzo bianco polverato e del carbonato di potassa puro, nelle proporzioni di 15 parti del primo e 10 del secondo, con l'aggiunta di 2 o 3 parti di carbone in polvere, si ottiene una massa liquida, che si cola in vasi di terra refrattaria, si raffredda e si conserva. Allorquando debbesi usare, si scioglie in acqua distillata, si filtra la soluzione, e si concentra quasi a consistenza sciropposa, (densità di 1,24). Questa soluzione è usata come vernice; se ne impregnano i tessuti e le tele per renderli incombustibili (o almeno incapaci di bruciare con fiamma). Si è tentato d'injettarla nel legno, per conservarlo, e per farlo pietrificare: e si usa altresì per formare delle argille e comenti idraulici di alto interesse nell'arte dell'edificare; specialmente in Inghilterra e negli Stati Uniti. Colla soda invece della potassa si ottiene un vetro verde analogo in tutto al precedente.

Vetri e cristalli.

Tutte le specie di vetri che trovansi in Commercio, sono formati per fusione dalla silice combinata a due o più basi alcaline o metalliche. Il consumo che si fa di questi corpi, ha reso gigante questo ramo d'industria, e l'arte del vetrajo è di una importanza primaria nella società civilizzata.

I vetri dunque van preparati per combinazione ottenuta per l'azione del fuoco, e posti allo stato di solidi vetrosi, con l'impedire la cristallizzazione dei silicati a proporzioni definite che si formerebbero, raffreddandoli appena hanno ricevuto la forma determinata. Siccome non tutte le specie di vetri hanno la medesima composizione, così le diverse ricette che si conoscono, possono classificarsi per le qualità di vetri prodotti, e che l'uso caratterizza con nomi speciali.

Vetro da specchio; vetro per lastre; silicato di soda e calce; specchi di Saint-Gobain.

Questa specie di vetro è stata perfezionata alla fabbrica di *Saint-Gobain*, i cui prodotti hanno acquistato una celebrità universale. Per l'uso s'impiegano le sabbie, che sono costituite di quarzo bianco purissimo. La soda prescelta è il carbonato artificiale, ricavato per la decomposizione del solfato, ottenuto dal sal marino e l'acido solforico, per mezzo della calce e del carbone. La calce prescelta, si è il carbonato il più scevro di magnesia e di sali estranei, che costituisce la *creta* dei mineralogisti, o la calce di speciali località. Nella fusione adunque, l'acido carbonico è posto in libertà dalla silice che entra in combinazione con gli ossidi di sodio e di calcio. La miscela dei tre ingredienti è posta a riprese in crogiuoli di argilla refrattaria, (padelle o mortai) e trattata a fuoco di riverbero fino a che non si metta in perfetta fusione; questa avviene dopo sette od otto ore di energica temperatura prodotta da legna ben secche. La massa resa liquida, permette all'acido carbonico di sprigionarsi interamente. Per lavorarla, debbesi abbassare il fuoco, onde il vetro diventi pastoso, e così permetterne la lavorazione. Quale operazione se si fa troppo presto, fornisce un vetro cattivo perchè ripieno di callozzole gassose non sprigionate; se si fa troppo tardi, produce un inconveniente anche peggiore, alterando la composizione sua. La precisione di *raffinare* il vetro costituisce la pratica dell'artista fonditore.

Queste pratiche, sono quasi generali per tutte le specie di vetri, ma specialmente grandi avvertenze si richiedono pel vetro da

specchio; riposando la bontà delle lamine dalla uniformità e nettezza della massa fusa.

L'opificio dunque di *Saint-Gobain* impiega le proporzioni seguenti:

Sabbia bianca lavata (d'Ammont)	60
Sale di soda (carbonato di soda fuso)	20
Calcare bianca (creta — <i>craie blanche</i>)	10
Rottami di fondite anteriori	30
Totale	120

Fusa la massa e raffinata, dal crogiuolo per mezzo di speciale congegno la si versa sopra una gran tavola metallica, ove per mezzo di cilindri si distende alla spessezza desiderata evitando un raffreddamento brusco, che renderebbe il vetro spezzabile. Dipoi il piano metallico è introdotto in un forno a riverbero riscaldato al rosso, e chiuso perchè subisca un lento raffreddamento o la *temperi*.

Quando è raffreddata la lamina si lavora per renderla piana perfetta, mettendola sopra apposita panca, e stropicciandola con *sabbia* o *smeriglio* bagnati, per toglierne le irregolarità: e ciò prima da una faccia e poi dall'altra. In seguito le si ridona il lucido, con polvere di *tripoli* ed *ossido di ferro*. E quando è giunta alla perfezione le si applica una foglia di stagno che poi si amalgama col mercurio: od un deposito di argento metallico per via umida.

Lastre — La medesima composizione serve a produrre il vetro per *lastre*, o *quadroni* da *finestre*. Essa però è fatta con ingredienti di diverse località, e quindi presenta tante varietà per quanto sono quasi le fabbriche esistenti. In molte località si usa il solfato di soda direttamente nei crogiuoli da vetro, il quale viene scomposto dalla silice, in acido solforoso, ossigeno e calce da una proporzione di carbone, e fornisce il vetro direttamente per ultimo risultato.

Presso noi questa pratica non esiste ancora o si fa parcamente.

Si domanda per questo un consumo di combustibile maggiore, ed una condotta di fuoco sostenuto per maggior tempo, fino a che la massa non richiegga un colpo di fuoco verso la fine dell'operazione, annunciata dallo scomparire delle fiammelle di ossido di carbonio che saltellano nel mezzo del crogiuolo.

Le migliori ricette per questa operazione sono:

Sabbia	100,0
Solfato di soda polverizzato.	44,0
Calcare polverizzata	10,0
Carbone in polvere	8,5
Rottami	30,0

La maniera di fabbricare lastre è antichissima.

L'operajo coglie una massa di vetro alquanto forte alla punta di una canna di ferro; fa raffreddare convenevolmente l'esterno, col bagnarla con acqua ed agitarla sopra un pezzo di legno. Giunto al punto di consistenza che crede regolare, sofla nello interno; poi allunga il cilindro che ne risulta, con una destrezza ammirabile in quest'arte, distribuisce il vetro egualmente, ed ottiene un cilindro eguale e lungo tre palmi o più. Alla bocca del forno quindi lo fora con l'aria compressa e poi lo distacca dalla canna. Ancora caldo viene tagliato con un filo di vetro rovente tenuto l'estremo di una canna. Si scavezza circolarmente ove era sorretto dalla canna; quindi con un ferro speciale anche rovente, si spezza il cilindro nella sua lunghezza. Questi cilindri tagliati (*machons*) si passano in seguito in un forno di riverbero al rosso, ove si aprono, si spianano, e vengono in una camera annessa al forno, a ricevere la dovuta tempera. Con queste operazioni il quadrone è fatto; e dopo raffreddato, si taglia a misure desiderate.

Vetro di Boemia; vetro di bufferie; crown glass — Questa specie di vetro è più bianco del precedente. In Boemia lo preparano con la potassa e la calce, e quando si desidera di una qualità superiore, molta cura si pone nella scelta della sabbia quarzosa, del carbonato di potassa, e della calcare. In Francia non si usa più questo vetro per gli oggetti di bufferia; ma lo si rimpiazza con buon vetro di soda e calce; specialmente per la fabbricazione dei vasi per laboratorio chimico: per un vetro più fino si mischia del litargirio alla composizione.

Le migliori ricette dei vetri di Boemia sono:

Sabbia bianca ben lavata	200	200
Carbonato di potassa	100	100
Calce caustica effiorita	20 a	30
Rottami	50 a	30

Il vetro potassico calcico il più puro per uso di lenti acromatiche, si prepara in crogiuoli coverti, con materie pure, e con cure molto particolari.

La pratica di lavorare il vetro è la più ingegnosa che mai esistesse. Le operazioni fondamentali al numero di ventidue ne sono i principii: la loro applicazione dipende dall'ingegno dell'operajo. Non è gran tempo, che si sono generalizzate le forme metalliche di vario genere, e l'arte ha ricevuto uno slancio novello, potendosi dare tutte le forme al vetro. L'unione inoltre degli ossidi metallici che possono dare speciali colori al vetro bianco, veramente ha reso importante e bella questa industria patria; poichè in Venezia è fiorita fin dal XVI secolo. I forestieri, ne l'hanno imitata.

Cristallo; vetro potassico-piombico — Questa specie di vetro

va scambiata col precedente negli usi volgari; ma il *flint-glass* degli inglesi, lo *strass* che imita il diamante sono vetri che hanno caratteri di bianchezza e splendore particolari.

La precauzione della purezza delle materie e della bontà della fusione è caratteristica, quantunque il vetro sia più facilmente fusibile.

Le miscele che si adoperano sono:

	<i>strass—cristallo—flint</i>		
Sabbia pura	40	30	40
Minio	40	20	40
Potassa	10	10	10
Rottami	10	10	50
Borace	20	00	00

Sostituendo la soda alla potassa, si ha un vetro più oseo, che chiamasi *mezzo cristallo*; questo si lavora facilmente; ma non è adattabile ai vasi chimici, perchè gli acidi ed i sali alcalini lo alterano; è buono per *termometri*, *barometri* ed altre specie di apparati fisici.

Lo *strass*, con cui si fabbrica il diamante d'imitazione e le pietre preziose, ammette del boraec nella sua composizione.

Vetro da bottiglie; vetro nero — Di composizione molto diversa dalla precedente è il vetro da bottiglie. In esso vi entra l'allumina ed il sesquiossido di ferro; se ne fabbrica di quello molto fusibile e poco alcalino, e di quello molto ricco in alcali: s'impiegano all'oggetto sostanze molto impure e diverse, come sabbie nere, ceneri, soda grezza, marne, feldspato, pomici, ed altro, ed il colorito è dovuto ora al protossido e sesquiossido di ferro, ora al solfuro di alluminio, ora a questo ed al carbone delle materie organiche della cenere. Le ricette sono varie, ma tutte ammettono

Silice eirea.	50	—	50
Allumina e sesquiossido di ferro	10	a	20
Calce e protossido di ferro	12	a	20
Calce	30	a	25
Alcali	06		07

Pare dunque che nella fusione, si formino molti silicati diversi, e che tutti costituiscano la massa chiamata vetro da bottiglie. Quantunque in Francia siasi di molto perfezionata questa industria pure una bottiglia leggiera, poco alcalina, di bel colore, e che resista a 9 atmosfere di pressione interna non si è ancora ottenuta; ed è un desiderio troppo importante nell'uso a cui questi vasi sono destinati.

Pietre preziose margaretine, e vetri colorati— Queste specie di vetri sono molto pregiate ora che il lusso ha introdotto l'uso di vasi a doppietti, ed oggetti di cristalli colorati ed indorati. Il cristallo e lo strass colorati da diversi ossidi metallici costituiscono la base essenziale di questa industria, che la Francia ha portato ad un grado di perfezione lodevolissimo; quantunque Venezia in Italia ne sia stata anticamente la creatrice per così dire. Una tale fabbricazione esige delle cure particolari da parte degli operai, e dei maestri che formano le composizioni. Noi ci limiteremo a notare quali sieno gli ossidi metallici che servono di colori a siffatti vetri, la base essendo il buon vetro bianco.

Il rosso puro si ottiene con il sottossido di rame

Color rosa	{ con la porpora di cassio
» porpora	
» porpora violaceo	{ con sesquiossido di ferro
Rosso giallastro	
Giallo rosso	» vetro d'antimonio
» vivo	» cromati non riduttilibili
» delicato	» cloruro d'argento
» d'ambra	» fuligine-corno-corteccia di ol- (mo
Giallo e verde cangiante	» sesquiossido d'uranio
Verde erba vivo	» ossido d'uranio od uranato di (soda
» scuro	» sesquiossido di cromo
» inglese	{ » protossido di rame in varia (proporzione
» azzurro	
» chiaro	{ » protossido di ferro
» nero	
Azzurro	» sali di protossido di rame
Azzurro caldo e	{ » ossido di cobalto
Violetto	
Azzurro chiaro	» biossido di manganese
Nero	{ » prot.do di ferro o battiture.
	{ » ossido di cobalto
	» » di manganese

Doppiatura-doppietti — Sia per variare il gusto dei consumatori, sia per avere vasi di più colori ornati, si fabbricano i vetri a due, o più strati, che per mezzo della tagliatura a ruota, vengono in parte scoperti a disegni variati e fanno il più bello effetto che ottener si possa.

Si preparano dall' operatore vetri colorati di vario genere; l'artefice coglie alla punta della sua canna un primo vetro che forma

la parte inferiore, gli dà una forma abbozzata e ne lascia raffreddare un poco la superfleie. Ancora rovente questo, lo bagna in un altro crogiuolo di altro vetro, e con una destrezza particolare tappezza il priuo pezzo con questo novello materiale. Abbozza meglio il suo vase, e ripete la immersione in un terzo vetro liquido, quindi termina il suo lavoro, il quale viene formato da tre lamine di vetro, saldate una sull'altra. Questo vase passato alla stufa o tempera, viene quindi lavorato alla ruota secondo quello che crede l'artista produrvi, con lo scovrire il primo, od il primo e secondo strato, e lasciare il terzo. Di tali oggetti, se ne veggono dei bellissimi in tutti i depositi di cristalli forestieri. A Parigi una società si è resa speciale per simili prodotti, che smalta, indora e conforma con gusto.

Il professore *Lamy* ha preso un brevetto col n°. 77709 in Francia per un *flint-glass* nuovo a base di ossido di tallio, il quale dà un materiale incolore o bianco-giallastro, molto brillante, più denso, più duro, più refrangente, più dispersivo di qualunque vetro analogo a base di potassa.

Esso sarà certamente una nuova risorsa per l'ottica applicata, perchè le proprietà dispersive notate dall'autore nell'alcool tallico si conserva (siccome egli avea opinato) nel nuovo composto vetroso.

Smalti — Sotto questo nome van compresi una classe di vetri colorati, opachi o semiopachi, che servono alla pittura sopra vetro e porcellana, ed all'arte del mosaicista.

La base di questi vetri è lo stagno che entra nelle diverse miscele di vetro bianco da strass, o vetri colorati diversi.

Con lo smalto bianco ottenuto quindi con 4 parti di cristallo, 2 parti di stannato di piombo, 1 parte di minio, 1 di acido arsenioso, ed 1 di vetro di potassa, si preparano tutti gli altri smalti, colorandoli con gli ossidi sopraindicati. Con vetri fusibili trasparenti o smalti semiopachi si fanno le dipinture sopra vetro: con questi e gli smalti opachi ridotti in polvere ed impastati con olio di spigonardo, si dipinge sul vetro e la porcellana, e questi colori, perchè fusibili a bassa temperatura, vengono immedesimati sulla faccia esterna della porcellana, ad un calore rosso che non altera l'oggetto primitivo.

Porcellane, majoliche, terraglie, figuline e malte.

Le porcellane risultano da silicati alealini scomposti denominati *caolini*; questi assortiti e mischiati, ad un fuoco forte subiscono una specie di vetrificazione e danno genesi alla *porcellana* o *biscotto*. Le argille che sono miscugli naturali di silicati, alluminati, quarzo, mica ed altri minerali formano le diverse terre, che sono

dette *faenze*, *terraglie*, *cretaglie* quando se ne lavorano vasi, quadroni per suolo, piatti ec. La natura ci offre le *argille plastiche*, nelle specie denominate *caolini*, *magnesite*, *giobertite*, *figuline*, *marne argillose*, *argillolite* che sono a base di silice, magnesia, allumina, ferro ed alcali. Queste, disseccate con le loro polveri e l'acqua, vengono triturate, impastate lungamente, poi lavorate, disseccate novellamente, e cotte in cassette di argilla refrattaria, con lentezza e cura sono poi cotte a fuoco energico; la cui maniera di lavorarle costituisce l'*arte ceramica*, del *porcellanajo*. Tutte queste paste lavorate a mano od al torno dopo la prima cottura si coprono con smalti colorati o bianchi per dar loro un bell'aspetto, e si dipingono con smalti colorati, poi vanno novellamente al fuoco come la porcellana. Siffatti rami di chimica applicata hanno tale importanza industriale, che non basterebbero interi volumi per parlarne. In un *Prontuario elementare* come il nostro, non possono allocarsi in modo compendioso neppure, perchè si riuscirebbe oscuro ed incomprensibile. Vi sono speciali opere che ne parlano, e che lo studioso potrà consultare all'uopo quando ne avesse mestieri *.

Lo stesso è a dirsi delle *malte* o *cementi semplici*, e *cementi idraulici*, che sono diversi miscugli di argille, sabbie, e calce magnesiache; queste hanno il carattere d'indurirsi all'aria o nell'acqua, per la lenta formazione dei silicati di calce, magnesia, allumina e ferro che col contatto prolungato si formano e si solidificano. Il loro uso nelle costruzioni terrestri ed idrauliche, formano un ramo di conoscenza indispensabile per l'architetto costruttore. Gli antichi ne conoscevano molte, e mollissime se ne sono perdute. Quelle che si conoscono ai dì nostri, sono quasi conquista novella fatta dalla scienza, soprattutto pei lavori di *Vicat*, *Malaguti*, e *Kulmann*. Noi ne facciam opera speciale nel *Prontuario dei meccanici costruttori*, ad uso degli Istituti tecnici.

* Leçons de Ceramique par A. SALVETAT. Paris 1857.
Traité des arts ceramiques par BRONGNIARD.

APPENDICE

SOPRA ALCUNI COMPOSTI SINGOLARI.

Nella serie dei composti d' idrogeno, di bario, di manganese e di piombo èvvi a considerare il biossido d' idrogeno, e gli altri tre come singolari, perchè a rigore tengono un posto eccezionale nel modo come si comportano. La loro storia stringendosi a quella della produzione dell' ossigeno, è giuocoforza tenerne parola particolarmente.

Il biossido di bario essendo stato usato la prima volta da *Thenard*, questi ottenne con tal corpo il biossido d' idrogeno : dopo però la scoperta dell' ozono, è diventata classica la maniera come si comportano i biossidi a riguardo di certi acidi.

Quando si decompone il nitrato puro di barite, al rosso, in una canna di porcellana si ha la barite caustica Ba^2O^2 ; or se si abbassa la temperatura al rosso scuro e si spinge una corrente di ossigeno o di aria atmosferica secca o pura, l' ossigeno facilmente si fissa alla barite, la quale si riduce in masse amorfe cangiata in un corpo giallastro, spongioso, che riscaldato al rosso-chiaro perde l'ossigeno e torna barite. Talchè su questa successiva azione di riscaldamento men forte e più forte, *Boussingault* ha immaginato il modo di togliere l'ossigeno dall'atmosfera, ed ottenerlo puro. Ma questo processo sebbene fosse semplice e possibile, non è poi tanto facile nella esecuzione. Intanto il biossido di bario essendo diventato un corpo interessante dopo le ricerche di *Hauzeau* sull'ozono, molti han cercato di prepararlo. E fra questi ultimamente il *Gondolo*, il quale ha notato che l' assorbimento e la perdita si fa più completa se alla barite si mischia del biossido di manganese, di piombo, di potassa o di soda, che impediscono alla barite di formare una *fritta*, cioè una massa men porosa, men assorbente, e men decomponibile.

Or questo biossido di bario, quando viene in contatto dell' acido idroclorico si scompone, producendo il biossido d' idrogeno, o l'acqua ossigenata $Ba^2O^4 + H^2Ch^2 = Ch^2Ba^2 + H^2O^4$.

L'acqua ossigenata $H^2O^4 = 2HO^2$ detta pure, *perossido idrico*, *biossido d' idrogeno*, che si prepara artificialmente, fu la prima volta ottenuta da *Thenard*. *

Essa è un liquido trasparente, di consistenza olcosa, incolore, di sapore metallico, e di una densità di 1,452. Applicata sull' epidermide l'attacca prontamente e l'imbianchisce. Decolora le tinture di tornasole e di curcuma; ha una tensione inferiore a quella dell'acqua da poterla concentrare nel vuoto; è ancora un liquido a -30° . È solubile nell' acqua, e vi si discioglie in ogni proporzione. Ri-

scaldata si decompone, risolvendosi in acqua ed ossigeno, ed è tanto instabile da decomporsi anche spontaneamente quando è concentrata. Parecchi corpi ne determinano la decomposizione, operando per la semplice loro presenza, e senza soffrire cangiamento alcuno. Tali sono l'argento, il platino, l'oro, il carbone, il biossido di manganese, il piombo, lo bismuto, gl' idrati alcalini, ec.; ve ne ha taluni che la decompongono con esplosione, tra i quali si distinguono l'ossido d'argento, i biossidi di piombo e di manganese, il platino e l'argento in polvere sottile. Tra i corpi organici, la fibrina fresca è quella che opera con maggiore energia la decomposizione dell'acqua ossigenata. Taluni altri corpi operano la decomposizione di questo liquido in un modo diverso dai primi, combinandosi cioè con un equivalente d'ossigeno, e riducendola in acqua. Sono in questo numero, il potassio, il sodio, il manganese, il cromo, ec., e tra i metalloidi l'arsenico, ed il selenio.

L'acqua ossigenata è un corpo ossidante il più potente; tanto che trasforma i solfuri di rame, d'antimonio, di piombo, ec. in solfati delle stesse basi. Gli acidi idrojdico, idrosolforico e solforoso, sono immediatamente decomposti da questo corpo. In generale gli acidi in minime proporzioni ne aumentano la stabilità.

Dopo la preparazione dell'ozono, indicata dall'*Hauzeau* nella decomposizione dell'ossido di bario per l'acido solforico monoidrato e puro, *Andrews* emise l'idea che l'ozono fosse l'ossigeno 8 volte condensato, poi smise la sua opinione, e *Tait* dimostrò che l'ozono è l'ossigeno condensato: talchè *Soret* pare lo avesse calcolato per tre volumi condensato in uno. Quando poi lo stesso scovritore dell'ozono, *Schoenbein*, credè trovare l'*antiozono*, il quale era atto a distruggere le qualità attive dell'ozono, allora surse l'ipotesi che vi fossero due specie di ossigeno, l'una attiva ozono, l'altra contraria *antiozono*, i quali congiungendosi per polarità inversa, dessero l'ossigeno ordinario. In guisachè l'ossigeno sarebbe una combinazione diretta dell'ozono con *polarità negativa*, dell'*antiozono* con *polarità positiva*: talchè facendo agire sull'ozono un corpo che si ossida a sue spese, resta dell'ossigeno inattivo che occupa lo stesso volume e non vi ha contrazione. Così la formola $\begin{matrix} O^3 \\ O_2 \end{matrix} + O^3$ l'ozono, parrebbe dell'acqua ossigenata in cui si fosse sostituito ad H^2 , due equivalenti di ossigeno.

Alla temperatura di 300° circa l'ozono non può esistere e si trasforma in ossigeno ordinario.

Più recentemente *Schoenbein* sostiene la proprietà *elettro-negativa* dell'ozono, e le qualità *elettro-positive* dell'*antiozono*. Egli in effetti facendo agire a freddo il biossido di bario sopra un miscuglio di acido solforico e permanganato di potassa, ottiene una varietà di ossigeno attivo diverso dall'ozono. È questo il suo *antio-*

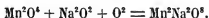
zono. Talchè nei bioSSidi vi sta una combinazione di ossigeno che li protossida, e d'un altr'ossigeno che li fa bioSSidi.

Aleune spcienze del *Baudrimont* confortano questa opinione, perchè egli ha ottenuto un bioSSido di bario ed un altro di manganese che si seompongono dando due ossigeni contrari, i quali producono nella loro unione un ossigeno ordinario neutro.

La quistione dunque resta ancora ad un' ipotesi, per difetto di altre pruove. Ma siccome lo stesso *Schoenbein* ha opinato che i clorati fossero cloruri con l'ozono; mentre il mio maestro *Millon* riguardava i cloruri decoloranti come saturati in parte dall'ossigeno ed in parte dal cloro; ed altri fecero vedere nella loro azione l'intervento dell'acqua ossigenata cioè $\text{MO}, \text{HO} + \text{Ch} = \text{MCh} + \text{HO}^2$ così alcune sottili ricerche del signor *Kolb* direttore della Manifattura di prodotti chimici ad *Amiens*, vengono a conchiudere che nei cloruri decoloranti vi è una parte di cloro attivo 37,7 p. ^{100} , e 0,2 appena di un cloro inattivo; ossia trova nel cloro quasi le stesse modificazioni dell'ossigeno, e aggiunge nuovi dati alla teoria dell'ozono ed antizono.

In aspettazione dell'ultimo risultato delle spcienze di *Kolb* nei cloruri decoloranti, troviamo in un altro lavoro dei sig. *Tessier* e *Maréchal*, esaminato dal signor *Bothe*, un processo per la preparazione in grande dell'ossigeno, che rivela un'altra qualità importante dei bioSSidi.

Il bioSSido di manganese misto a soda caustica e riscaldato all'aria, si trasforma in manganato sodico; cioè:



Il manganato sotto l'influenza d'una temperatura di 450° perde una parte del suo ossigeno trasformandosi nuovamente in H^2O^2 , Na^2O^2 , Mn^2O^2 . Il *Bothe* operando sopra una grande scala ha trovato veridica ed esatta l'operazione, quando si opera col vapore acquoso sopra riscaldato, ossia secco: e lo stima più vantaggioso di quello di *Boussingault*. Ei trova nel fatto che operando sopra 40 kil. di materia si ottengono 83,4 centesimi della quantità teoretica che dovrebbe dar 100 di ossigeno. Come si giovi l'industria dell'ossigeno, aspetteremo altre dilucidazioni.

Bisolfuro d'idrogeno H^2Su^4 — Idrogeno bisolfurato, Persolfuro d'idrogeno. Liquido di consistenza oleosa, di colore giallo, di odore disagreevole e di una densità di 1,768. Messo sulla lingua l'imbianchisce come fa l'acqua ossigenata. Esercita un'azione distruttiva sulle materie coloranti. Raffreddato a -20° , è ancora liquido. All'azione del calore si risolve in solfo ed idrogeno solforato, e soggiace alla stessa decomposizione, tutte le volte che lo

si abbandoni a se stesso. È combustibile, bruciando con fiamma azzurra, e trasformandosi in acqua ed acido solforoso. Pel modo come si comporta rispetto ad altri corpi, rassomiglia all'acqua ossigenata; variano semplicemente i prodotti della sua metamorfosi.

Si prepara decomponendo il bisolfuro di calcio con acido idroclorico diluito e puro. Infatti: $2\text{CaSu}^2 + 2\text{HCl} = 2\text{HSu}^2 + 2\text{CaCl}$.

Bisolfuro di carbonio C^2Su^4 — Questo corpo tiene una importanza grande da che si sono sperimentate le sue qualità notevoli, ed il modo facile con cui solve i grassi, le resine, lo zolfo, e cento altri corpi come gli aromati de' fluori.

Dapprima era una curiosità da laboratorio, ora è invece un corpo che si prepara in grande, e serve a molte industrie colossali. Per ottenerlo si fa pervenire lo zolfo in vapore sul carbone sopra riscaldato od incandescente.

L'operazione nel laboratorio si pratica con una canna di porcellana messa in un forno orizzontale e lungo da farla rovente. Nella canna si pone del carbone in pezzetti, il fornello s'inglina in avanti, e da questa parte s'innesta un'allunga ed un refrigerante. Quando la canna è rovente, dalla bocca opposta si fanno arrivare dei pezzetti di solfo e si chiude: il solfo si fonde, si evapORIZZA ed in contatto del carbone si combina, riducendosi in un liquido trasparente ed incolore, che si raccoglie nei vasi freddi dell'apparecchio. Su queste basi è costruito l'apparato in grande, che somministra molti quintali al giorno di solfuro di carbonio bruto, che distillato dolcemente si depura e si adopera nella industria, e delle essenze di fiori, dei corpi grassi, per la estrazione del solfo dalle terre ec. ec.

Appo noi, verso i Bagnoli, per opera del troppo benemerito *Dépérais*, si è stabilito un grande Opificio dove si lavora il solfuro di carbonio in grande, e si adopera per la estrazione dello zolfo.

Il solfuro di carbonio, detto pure *acido solfocarbonico*, o *bisolfido carbonico* è liquido, senza colore, mobilissimo, con un odore dispiacevole molto forte: è un corpo sommamente refrangente la luce, con densità $= 1,271$ a 15° ; che bolle a 46° ; ed ha una densità di vapore $2,645$. Esso è corrispondente all'acido carbonico per la formola $\text{C}^2\text{Su}^4 = \text{C}^2\text{O}^4$.

Questo corpo non si decompone col calore, brucia se si accende e genera acido solforoso, ed acido carbonico. Mischiato il suo vapore con l'aria o l'ossigeno ed acceso, detona fortemente. Esso pure riduce quasi tutti gli ossidi metallici trasformandoli in solfuri ed acqua.

Allorchè si sottopone all'azione dell'idrogeno nascente si traduce in un corpo $\text{C}^2\text{H}^2\text{Su}^2$ non ancora ben studiato dal *Girard Aimé*.

Euclerino; protossido di cloro — Fu scoperto da *Davy*.

È un liquido colorato in rosso, che bolle a 32°, ed a 70° esplode. Gli alcali combinandovisi lo decompongono in acido clorico e cloroso, formando un clorato ed un clorito. Allo stato gassoso è di un bel color verde più intenso del cloro, di cui vanta la energia. A forte pressione è liquido, donde uno dei suoi nomi.

Si ottiene trattando il clorato di potassa con acido idroclorico e raccogliendo il gas che si sviluppa, in un mescolgio refrigerante.

Acido cloroperclorico — È un liquido di color rosso bruno, il quale abbandonato a se stesso si decompone trasformandosi in acido ossiclorico. Riscaldato si decompone senza detonare; all'aria umida tramanda abbondanti vapori, e trattato cogli alcali, produce un ossiclorato ed un clorito: $\text{Ch}^3\text{O}_{11} = 2\text{ChO}^1 + \text{ChO}^3$.

Si ottiene esponendo all'azione della luce l'acido cloroso.

Acqua regia; acido nitromuriatico — È un gas di color giallo-rossastro, il quale si condensa e dà un liquido di color rosso cupo della densità di 2,49, che attacca tutti i metalli, non eccettuato l'oro ed il platino. A — 7° bolle dando un gas di color giallo. Non arrossa la laccamuffa ben secca, ma allo stato umido l'arrossa fortemente (*Baudrimont*).

Si distingue perchè attacca tutti i metalli non escluso l'oro ed il platino, trasformandoli in cloruri anche quando è disciolto nell'acqua.

Si prepara mescolando un volume d'acido azotico con tre d'acido idroclorico, e distillando il mescolgio a bagno-maria: il prodotto si raccoglie in vase raffreddato a — 10°.

Acido nitrosolforico — Non si conosce allo stato libero, poichè tutte le volte che si cerca isolarlo, decomponendo i solfonitrati con un acido, si decompone il protossido d'azoto ed acido solforico. Per la sua esistenza è necessaria la presenza di un alcali, e quindi non si conosce che allo stato salino.

Liquido, di color rosso di sangue, volatile, producendo dei vapori simili a quelli dell'acido iponitrico. Versato nell'acqua, sulle prime non vi si mescola, ma dopo alquanto tempo vi si discioglie con isviluppo di calore, trasformandosi in acido cromatico ed acido idroclorico. L'alcool ed il fosforo in suo contatto si accendono rapidamente. È decomposto dal solfo e dal mercurio, e fatto passare allo stato di vapore per un tubo appena rovente, si decompone in sesquiossido di cromo, cloro, ed ossigeno.

Si prepara esponendo alla distillazione una mescolanza di bicromato di potassa, cloruro di sodio fuso ed acido solforico fumante.

Acido ipoazotico, acido nitroso, vapori nitrosi perossido d'azoto, acido nitroso nitrico — Questo composto è liquido alla temperatura ordinaria, di colore giallo e capace di cristallizzare a -9° in prismi trasparenti. La sua densità è di 1,451; quella del suo vapore è di 1,70. A 22° entra in ebollizione; all'aria spande vapori rutilanti; è dotato di forte tensione; arrossa il tornasole e macchia la pelle in giallo disorganizzandola. In contatto dell'acqua perde talune delle sue proprietà per la decomposizione che subisce. Se l'acqua è in piccola quantità si trasforma in acido nitrico ed acido nitroso, donde il colorito verdastro che il liquido acquista; se invece è in maggior quantità si decompone ancora l'acido nitroso in biossido d'azoto ed acido azotico. In contatto degli alcali si divide in acido nitrico e nitroso, formando un nitrato ed un nitrito: così $2\text{NO}^4 = \text{NO}^5 + \text{NO}^3$.

Si ottiene sia facendo combinare il biossido di azoto con l'ossigeno, sia distillando l'azotito di piombo ben disseccato.

Ossido antimonico; antimoniato di protossido d'antimonio. È bianco gialliccio, senza sapore, infusibile, fisso ed incapace di scomporsi col calore; però sotto l'influenza delle sostanze riduttrici può venire decomposto. Non si scioglie nell'acqua nè nell'acido nitrico; trattato con le soluzioni alcaline, si divide in ossido ed in antimoniato: $2\text{SbO}^4 + \text{Ka}^2\text{O}^2 = \text{SbO}^3 + \text{SbO}^5, \text{Ka}^2\text{O}^1$.

Fatto bollire con bitartrato di potassa, si forma tartaro emetico ed acido antimonico che resta in sospensione nel liquido.

Si ottiene disossidando col calore l'acido antimonico, oppure trattando con acido nitrico in eccesso l'antimonio regolino ridotto in polvere.

Addizioni.

Oro — Alcune importanti ricerche fatte, quasi contemporaneamente da Crookes di Londra, da H. Wurtz di New-York indicano l'azione solvente dell'amalgama di sodio invece del solo mercurio, per l'estrazione dell'oro e dell'argento dalle mine quarzifere ridotte in polvere.

Il chiarissimo Prof. Silliman de New-Haven ha sperimentato in grande quest'azione, ed ha trovato che 2 p. $\%$ di sodio nel mercurio, produce un composto che cristallizza facilmente in aghi ed è fusibile a meno di 100° , il quale è immensamente utile per la estrazione dei metalli nobili; mentre quella che ne contiene 4 p. $\%$ è solida alla temperatura ordinaria, e si presta meno alla bisogna.

Agitando dunque i minerali di quarzo in polvere con la prima specie di amalgama, la soluzione dell'oro è completa; e gli esperimenti fatti con quantità note di oro, han dato quasi 100 per $\%$, mentre il mercurio dà un rendimento con 20 p. $\%$ di meno.

Il *Silliman* è di credere, che un' azione di elettricità relativa si stabilisce fra i corpi in giuoco, ritenendo che il mercurio sodico diventi elettropositivo, o basico, rispetto ai metalli nobili più elettro-negativi, onde la soluzione sarebbe una vera combinazione.

Sul nichel e cobalto.

Accuratissime ricerche di *R. Scheneider* verificate da *Sommarruga* dimostrano una piccola differenza fra gli equivalenti del cobalto e del nichel; ossia $\text{Co} = 30,015$ e $\text{Ni} = 29,025$ ammesso da predecessori è stato ridotto dall'autore a $\text{Co} = 29,996$ e quello del $\text{Ni} = 29,013$. Dunque la massa di 30 quasi del Co , e quella di 29 del nichel è giustificata. Quindi $\text{Co}^2 = 60$ e quella di $\text{Ni}^2 = 58$ prendendo gli equivalenti doppi.

Sul tallio.

Il tallio si amalgama col mercurio; appena il contatto si avvera il tallio è disaggregato o disciolto dal mercurio. L'unione si verifica con evoluzione di calore; ed il composto che si genera è basigeno rispetto al tallio metallico (ossia elettro-negativa più del metallo puro è la nuova amalgama). In generale pare sempre che un metallo si combini col mercurio e vi è svolgimento di calore, l'amalgama prende il posto basigeno o (-) rispetto al metallo. Tanto si verifica con le amalgame di K , di Na , di Cd , e di Tl .

Sul magnesio.

Il signor *Larkin* ha immaginato e fatta costruire una lampada a magnesio, nella quale il metallo in polvere misto a fina sabbia cade per un serbatoio come un orologio a polvere, e si accende e brucia sopra la fiamma di una lampada a spirito di vino. La fiamma non si spezza e l'effetto della luce è bellissimo.

INDICE

ALLA GIOVENTÙ STUDIOSA pag. v a xi

LA CHIMICA DEI CORPI DI ORIGINE INORGANICA E MANUFATTI " **1**

Serie dell'ossigeno " **2**

Ossidi salini " **5**

Ossidi acidi " **6**

Ossidi basici " **5**

Caratteri del genere. " **ivi**

Modificazioni che possono subire gli ossidi pel calore, la luce, l'elettrico, l'ossigeno, l'idrogeno, l'acqua, il solfo, il cloro. " **9**

Serie del solfo " **11**

Solfati " **ivi**

Solfiti " **12**

Solfuri " **13**

Solfo. " **ivi**

Generi derivati " **15**

Iposolfiti ed iposolfati " **ivi**

Serie del selenio " **16**

Seleniati, seleniti " **ivi**

Seleniuri " **17**

Selenio. " **ivi**

Serie del tellurio " **ivi**

Tellurati " **18**

Telluriti " **ivi**

Telloruri " **ivi**

Tellurio " **ivi**

Caratteri tipici della famiglia dei metalloidi diatomici. " **ivi**

Serie del fluoro " **20**

Serie del cloro " **ivi**

Clorati " **21**

Perclorati	pag. 21
Ipocloriti	ivi
Cloruri	22
Cloro	23
<i>Serie del bromo</i>	23
Bromati e bromuri	ivi
Bromo	24
<i>Serie del jodo</i>	ivi
Jodati	ivi
Perjodati o iperjodati	25
Ipojodati	26
Joduri	ivi
Caratteri del genere	ivi
Preparazione	27
Jodo	28
<i>Serie del nitrogeno</i>	ivi
Nitrati	33
Nitruri d'idrogeno, e nitruri metallici	ivi
Caratteri del genere	ivi
Preparazione	34
Nitrili	ivi
Nitrogeno	35
<i>Serie del fosforo</i>	ivi
Fosfuri	36
Metafosfati	ivi
Caratteri del genere	ivi
Pirofosfati	37
Caratteri del genere	ivi
Fosfati tribasici	38
Caratteri del genere	ivi
Fosfiti	39
Caratteri del genere	ivi
Iposofiti	ivi
Caratteri del genere	ivi
Anidride fosforica	40
Fosforo	ivi
<i>Serie dell'arsenico</i>	41
Arsenati	ivi
Caratteri del genere	ivi
Arseniti	42
Caratteri del genere	ivi
Arsenico	ivi
<i>Serie dell'antimonio</i>	43
Antimonati	ivi
Caratteri del genere	ivi

Metantimonati	pag. 43
Preparazione.	44
Antimoniti.	ivi
Caratteri del genere	ivi
Preparazione.	ivi
Antimonio schielto.	45
Serie del boro	46
Anidride borica.	ivi
Borati	ivi
Boro	ivi
Serie del silicio	47
Caratteri del genere	49
Silicio	50
Serie del carbonio	51
Carbonati, caratteri del genere.	52
Carburi, caratteri del genere	ivi
Carbonio	53
Serie dell'alluminio.	ivi
Caratteri del genere	ivi
Alluminio	54
Serie del ferro	ivi
Ferrati.	ivi
Caratteri del genere	ivi
Serie del cromo	ivi
Cromati	55
Caratteri del genere	ivi
Percromati	56
Caratteri del genere	ivi
Cromo	ivi
Serie del manganese	ivi
Manganati.	ivi
Caratteri del genere	ivi
Permanganati	ivi
Manganese	57
Serie dello stagno	ivi
Stannati	ivi
Caratteri del genere	ivi
Metastannati	ivi
Caratteri del genere	ivi
Stagno	58

<i>Serie del titanio</i>	pag. 58
Titanati	59 ivi
Caratteri del genere	59 ivi
Titanio	59 ivi
<i>Serie del moliddeno</i>	59 59
Caratteri del genere	59 ivi
Moliddeno	59 ivi
<i>Serie del tunsteno</i>	59 60
Caratteri del genere	59 ivi
Tunsteno	59 61
<i>Serie del vanadio</i>	59 ivi
Caratteri del genere	59 ivi
Vanadio	59 ivi
<i>Serie del bismuto</i>	59 62
Acido bismutico.	59 ivi
Bismuto	59 ivi
<i>Serie dell' osmio</i>	59 ivi
Osmiati	59 ivi
Osmiti	59 ivi
Osmio	59 63
<i>Serie dell' oro.</i>	59 ivi
Oro	59 ivi
<i>Serie del platino.</i>	59 ivi
Caratteri del genere	59 64
Iridio	59 ivi
Rodio	59 ivi
Palladio	59 ivi
<i><u>Leghe metalliche.</u></i>	59 ivi
Densità	59 65
Durezza	59 66
Duttilità e tenacità	59 ivi
Fusibilità	59 ivi
Elasticità	59 67
Calore specifico	59 ivi
Composizione.	59 ivi
Principali leghe in uso	59 70

ATMOSFERA.	pag. 72
Composizione dell'aria	74
Analisi chimica dell'aria	ivi
<i>Fenomeni fisici che avvengono nell'atmosfera</i>	75
Peso	76
Calore	ivi
Elettricità	78
Luce	79
<i>Fenomeni chimici che si effettuano nell'atmosfera.</i>	80
Ossidazione	ivi
Nitrificazione.	81
Evaporazione.	82
Soluzione	ivi
<i>Composti in serie specifiche.</i>	83
<i>Serie specifiche dell'idrogeno</i>	84
Acqua, protossido d'idrogeno, ossido idrico, acqua pura, acqua distillata, acido idrico, usi	85
<i>Gas acqueo, vapore, acqua calefatta.</i>	87
Funzioni chimiche dell'acqua	88
<i>Acido solfidrico</i>	90
Acido idrotionico, idrogeno solforato, solfuro idrico, solfido idrico, acido idrosolfurico.	ivi
Esistenza, caratteri.	ivi
Preparazione.	91
<i>Acido fluoridrico</i>	ivi
Acido idrofluorico, fluorico, fluorido idrico, fluoruro d'idro- geno.	ivi
Esistenza, caratteri.	ivi
<i>Acido cloridrico.</i>	92
Clorido idrico, acido idroclorico, acido muriatico-spirito di sal marino fumante, cloruro d'idrogeno	93
Esistenza, caratteri, usi	ivi
<i>Acido bromidrico</i>	94
Bromido idrico, acido idrobromico, bromuro d'idrogeno, Esistenza, Caratteri	ivi
Usi, produzione	ivi
<i>Acido jodidrico</i>	ivi
Jodido idrico.	ivi

<u>Acido idrojodico</u>	<u>pag. 94</u>
Joduro d' idrogeno	" ivi
Esistenza, caratteri.	" ivi
<i>Acido solforico</i>	<i>" ivi</i>
Solfato d' idrogeno, olio di vitriuolo, solfato di acqua, acido solforico monoidrato, esistenza, caratteri.	" ivi
<u>Acido solforoso</u>	<u>" 99</u>
<u>Spirito di zolfo per campana, solfito d' idrogeno, acido monotionico, esistenza, carattere</u>	<u>" ivi</u>
<i>Acido iposolforoso</i>	<i>" ivi</i>
Acidi solfosolforico, ipotionico	" ivi
<u>Acido ditionico</u>	<u>" 100</u>
<u>Acido iposolforico</u>	<u>" ivi</u>
<i>Acido tritionico</i>	<i>" ivi</i>
Acidi solfoiposolforico ed iposolforico monosolfato, esistenza	" ivi
<i>Acido tetrattonico</i>	<i>" ivi</i>
Acido iposolforico bisolfato	" ivi
Esistenza	" ivi
<u>Acido pentattonico</u>	<u>" 101</u>
<u>Acido iposolforico trisolfato</u>	<u>" ivi</u>
<i>Acido selenico</i>	<i>" ivi</i>
<i>Acido selenioso</i>	<i>" 102</i>
Esistenza	" ivi
<u>Acido tellurico</u>	<u>" ivi</u>
Esistenza, caratteri	" ivi
<u>Acido telluroso</u>	<u>" ivi</u>
<u>Acido betatelluroso idrato, esistenza, caratteri</u>	<u>" ivi</u>
<u>Acido clorico</u>	<u>" 103</u>
Esistenza, caratteri	" ivi
<u>Acido ipoclorico</u>	<u>" ivi</u>
Estrazione.	" 104

<i>Acido cloroso.</i>	pag. 104
Esistenza, caratteri, estrazione.	» ivi
<i>Acido ipocloroso</i>	» ivi
Esistenza	» ivi
<i>Acido ossiclorico</i>	» 105
Acido perclorico, ipoclorico, clorico ossigenato	» ivi
Esistenza, caratteri, preparazione.	» ivi
<i>Acido bromico</i>	» 106
Esistenza, caratteri.	» ivi
<i>Acido iodico</i>	» ivi
Esistenza, caratteri	» ivi
<i>Acido periodico</i>	» 107
Acido iperiodico, ossiiodico.	» ivi
Esistenza, caratteri, preparazione	» ivi
<i>Acido nitrico.</i>	» ivi
Nitrato d' idrogeno, azotato d' acqua, acido azotico, acqua forte, spirito di nitro fumante	» ivi
Esistenza, caratteri	» ivi
Preparazione.	» 108
<i>Acido nitroso.</i>	» 110
Nitrito d' idrogeno, acido azotoso	» ivi
Esistenza, Qualità	» ivi
<i>Acidi fosforici</i>	» 111
Acido metafosforico, metafosfato d' idrogeno	» ivi
Esistenza, caratteri, preparazione.	» ivi
<i>Acido pirofosforico.</i>	» ivi
Pirofosfato d' idrogeno	» ivi
Esistenza, caratteri, estrazione.	» ivi
<i>Acido fosforico comune</i>	» 112
Fosfato d' idrogeno, acido fosforico ordinario o gelatinoso»	» ivi
Esistenza, caratteri, estrazione, preparazione	» ivi
<i>Acido fosforoso</i>	» ivi
Esistenza, caratteri.	» ivi
Estrazione, preparazione.	» 115

<i>Acido ipofosforoso</i>	<i>. pag. 113</i>
<i>Esistenza, caratteri.</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Preparazione.</i>	<i>113 114</i>
<i>Acido arsenico</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Esistenza, caratteri, estrazione.</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido arsenioso</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Caratteri</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Preparazione, usi</i>	<i>113 115</i>
<i>Acido antimonico</i>	<i>113 116</i>
<i>Esistenza, caratteri, preparazione, estrazione</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido ipoantimonico</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Antimonato d'ossido d'antimonio, acido antimonioso</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Esistenza, caratteri.</i>	<i>113 117</i>
<i>Preparazione.</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido antimonioso</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Ossido d'antimonio idrato</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Esistenza, caratteri, preparazione.</i>	<i>113 118</i>
<i>Acido carbonico</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido aereo, ossicarbonico, cretoso</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Caratteri, estrazione</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido borico, boracico</i>	<i>113 119</i>
<i>Sale sedativo d'Hombergio, sassolino</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido ossiborico.</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Esistenza, caratteri, preparazione, estrazione</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido fluoborico.</i>	<i>113 120</i>
<i>Idrofluato ossiborico, esistenza, caratteri, preparazione.</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido idrofluoborico</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Caratteri, preparazione</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido metasilicico</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Esistenza, caratteri, estrazione.</i>	<i>113 ivi</i>
<i>Acido piroasilicico</i>	<i>113 121</i>
<i>Esistenza</i>	<i>113 ivi</i>

<i>Acido silicico ordinario</i>	pag. 121
Esistenza, caratteri, preparazione	» ivi
<i>Acido idrofluosilicico</i>	» 122
Caratteri, preparazione	» ivi
<i>Acido ferrico</i>	» 123
<i>Acido ferroso</i> , sesquiossido di ferro idrato, idrato di sesquiossido di ferro	» ivi
Esistenza, estrazione, caratteri, preparazione	» 124
<i>Acido ossicromico</i>	» ivi
Acido perchromico, esistenza, caratteri, preparazione	» ivi
<i>Acido cromatico</i>	» 125
Preparazione	» ivi
<i>Acido cromoso</i>	» ivi
Esistenza, preparazione	» 126
<i>Acido ossimanganico e permanganico</i>	» 127
Esistenza, caratteri, preparazione	» ivi
<i>Acido manganico</i>	» ivi
Esistenza	» ivi
<i>Acidi stannico e metastannico</i>	» 128
Caratteri, preparazione	» ivi
<i>Acido stannico</i>	» ivi
Caratteri	» ivi
<i>Acidi titanici</i>	» ivi
<i>Acido metatitanico</i>	» 129
Esistenza, caratteri, preparazione	» ivi
<i>Acido titanico</i>	» ivi
Esistenza, caratteri, estrazione, preparazione	» ivi
<i>Acido molibdico</i>	» 130
Esistenza, preparazione	» ivi
<i>Acido tungstico</i>	» ivi
Preparazione	» 131
<i>Acido vanadico</i>	» ivi
Esistenza, preparazione	» ivi
Parte II.	21

<i>Acido vanadoso</i>	pag. 153
Biossido di vanadioidrato, esistenza, caratteri, preparazione»	ivi
<i>Acido bismutico</i>	» 151
Esistenza, caratteri, preparazione	» 151
<i>Acido osmico</i>	» 151
Esistenza	» 151
Preparazione	» 153
<i>Acido osmioso</i>	» 151
Esistenza	» 151
<i>Acido aurico</i>	» 151
Triossido e sesquiossido d'oro, ossido aurico, esistenza, caratteri	» 151
Preparazione	» 154
<i>Acido platinoso</i>	» 151
Biossido di platino, caratteri, preparazione.	» 151
<i>Acido iridico</i>	» 151
Esistenza	» 151
COMPOSTI BASICI DELLA FAMIGLIA DELL'IDROGENO	» 153
<i>Ammoniaca</i>	» 151
Azoturo ed amiduro d'idrogeno, idramide, esistenza, caratteri	» 151
Preparazione.	» 157
<i>Fosfuri d'idrogeno</i>	» 151
<i>Fosfuro gassoso</i>	» 158
Idrogeno fosforato, perfosfuro d'idrogeno, fosfammone.	» 151
Esistenza, caratteri, preparazione	» 151
<i>Fosfuro liquido</i>	» 151
Esistenza, caratteri, preparazione	» 151
<i>Fosfuro solido</i>	» 151
Esistenza	» 159
Caratteri, preparazione	» 151
<i>Idrogeno arsenicale.</i>	» 151
Arseniuro triidrico, idrogeno arseniato, arseniammone, esistenza, caratteri	» 151
Preparazione.	» 140
<i>Idrogeno antimoniaie.</i>	» 151
Antimonammone, antimoniuoro triidrico, idrogeno antimoniato, esistenza, caratteri.	» 151

Preparazione	pag. 141
Osservazioni	ivi
COMBINAZIONE DEGLI ACIDI E DELLE BASI A RADICALE D'IDROGENO.	142
Ammoniaca ed acidi polibasici	ivi
Cloruro d'ammonio	143
Bromuro, ioduro, fluoruro di ammonio, azotato o nitrato di ammonio	143
Solfato, fosfato e fosfato acido di ammoniaca	146
Solfuro di ammonio	147
Bisolfuro e tetrasolfuro di ammonio	148
Pentasolfuro, e eptasolfuro di ammonio, Carbonato di ammoniaca	ivi
Fosfato ammonico-sodico	150
Osservazioni	ivi
NOZIONI GENERALI SUI SALI.	152
Primo metodo di salificazione	153
Secondo e terzo processo	ivi
Quarto, quinto e sesto metodo	154
Cristallizzabilità dei sali	157
Solubilità dei sali (nota)	158
Azione della corrente elettrica sui sali e sue applicazioni	162
Agenti ponderabili sui sali	163
Azioni del cloro e dell'ossigeno	ivi
Azione dei metalli	166
Azione degli acidi sui sali	167
Azione di un sale sopra un altro	169
<i>Osservazioni su questi corpi.</i>	171
COGNIZIONI SPECIALI SUI PRINCIPALI METALLI E LORO COMPOSTI	174
Composti di potassio, potassio	ivi
Carbonato, e bicarbonato di potassa, potassa caustica	175
Cloruro, e ioduro di potassio	177
Nitrato di potassa	ivi
Clorato di potassa	180
<i>Composti salini di sodio</i>	181
Soda caustica	183
Sodio	ivi
Cloruro di sodio	184
Ioduro di sodio	185
Nitrato di sodio, iposolfito di soda	ivi
Solfato e carbonato di soda	186
Bicarbonato e sesquicarbonato di soda	187
Biborato di soda anomalo	ivi
Borato di soda	188

<i>Composti salini di cesio, rubidio e litio.</i>	pag. 188
<i>Metallurgia e sali dell'argento.</i>	» 189
Coppellazione.	» 191
Nitrato di argento	» ivi
Reazioni dei sali di argento.	» 192
<i>Composti e radicali di bario e di strontio.</i>	» 193
Bario e strontio metallici.	» 194
Idrato di bario	» ivi
Sali di bario	» 195
<i>Composti salini e radicali di calce</i>	» 196
Calce caustica	» ivi
Calcio	» 197
Sali di calce	» ivi
<i>Composti salini e radicale magnesico</i>	» ivi
Cloruro di magnesia	» 198
Magnesio metallico	» 199
<i>Composti salini dello zinco e del cadmio</i>	» ivi
Indio.	» 200
Composti salini di zinco e di cadmio	» 201
Cloruro di zinco.	» ivi
Protossido di zinco.	» 202
Protossido di cadmio	» ivi
Solfato di zinco	» ivi
Carbonato di zinco	» 203
<i>Rame e suoi composti salini</i>	» 204
Solfato di rame del commercio.	» 206
Sali rameosi, al minimo	» ivi
Il sottocloruro	» 207
Protocloruro, sottossido, protossido di rame	» 208
Sottosolfuro, protosolfuro di rame.	» 209
Idrato di protossido di rame	» ivi
Ossicloruri di rame.	» 210
Biossido di rame	» ivi
Protofluoruro, sottofluoruro, protofluoruro di rame.	» ivi
Solfito di sottossido di rame.	» ivi
Arsenito di rame	» ivi
Carbonati di rame	» 211
Malachite — Rame carbonato verde.	» ivi
Azzurrite; azzurro di rame; rame carbonato azzurro; azzurro di montagna	» ivi
Idrato di sottossido di rame.	» ivi
<i>Mercurio e suoi composti salini</i>	» 212
Sottossido, protossido, sottosolfuro, protosolfuro di mercurio	» 214

Sottocloruro, protocloruro di mercurio	pag. 215
Ossicloruro di mercurio	216
Ioduro salino, e sottoioduro di mercurio	217
Proloioduro di mercurio	218
Nitrati di mercurio, nitrato neutro di sottossido, sottonitra- to di sottossido, nitrato basico di sottossido	ivi
Nitrato di protossido di mercurio, solfato di mercurio	219
Solfato di sottossido di mercurio	ivi
Fosfato di sottossido e protossido di mercurio.	220
<i>Metallurgia dell'oro e suoi composti salini</i>	221
Protossido di oro	223
Protocloruro, tricoloruro, tribromuro di oro.	224
<i>Metallurgia e composti di tallio</i>	ivi
Composti di tallio	226
Protossido, perossido, protocloruro, tricoloruro, sesquicloru- ro, bicloruro, idrato di tallio	ivi
Solfato di tallio anidro, nitrato di tallio, carbonato, e fosfato di tallio	ivi
Vanadio	227
<i>Metallurgia e composti di alluminio</i>	ivi
Ossido e cloruro d'alluminio.	230
Fluoruro di alluminio.	231
Solfato di allumina	ivi
Solfato di potassa e di allumina	ivi
Solfato di soda e d'allumina, di ammoniaca e di allumina	232
<i>Composti salini e metallurgia dello stagno</i>	ivi
Protossido, idrato, sesquisolfuro di stagno	234
Bisolfuro, deutofluoruro, protofluoruro, protocloruro di sta- gno	235
Ossicloruro e solfato di stagno	236
<i>Metallurgia e composti del piombo</i>	ivi
Metodo per reazione e per riduzione.	237
Protossido di piombo	239
Ossido salino, sottossido, biossido, di piombo	240
Idrato, protosolfuro, sottosolfuro, polisolfuro, e cloruro di piombo	241
Protossicloruro, biossicloruro, pentaossicloruro, ed eptaos- sicloruro di piombo	242
Ioduro di piombo	ivi
Ossioduri di piombo	ivi
Nitrito neutro e bibasico di piombo	243
Azotato di piombo neutro.	ivi
Nitrati di piombo	ivi
Solfato di piombo	ivi
Cromato neutro di piombo	244
Bicromato di piombo	ivi
Carbonato di piombo	ivi
Fosfato neutro di piombo.	245

Fosfati basici di piombo	pag. 243
Altro fosfato basico	ivi
<i>Metallurgia e composti di nichel e cobalto</i>	24
Osservazioni	24
<i>Metallurgia del manganese e suoi composti</i>	24
Composti basici di manganese	iv
Protossido di manganese	25
Sesquiossido e biossido di manganese	iv
Idrato di solfato di manganese	25
Protosolfuro e protosolfuro di manganese	iv
Ossido salino di manganese	iv
Protocloruro di manganese	iv
Sesquicloruro di manganese	25
Percloruro di manganese	iv
Solfato di manganese	iv
Iposolfato di manganese	iv
Idrato di protossido di manganese	25
Idrato di biossido e sesquiossido di manganese	iv
<i>Metallurgia dell'acciajo del ferro e suoi composti</i>	iv
Metodo catalano	25
Metodo degli alti forni	25
<i>Affinaggio della ghisa ; puddellaggio nei forni a manica</i>	25
Acciajo	25
Teoria della cementazione	26
Protosali o sali ferrosi	26
Sesquisali o composti ferrici	iv
Sali ferroso-ferrici	26
Caratteri dei sali ferrosi	iv
Sali di ferro al massimo	iv
Ossidi ferroso-ferrici	26
Protossido e sesquiossido di ferro	iv
Ossido salino di ferro	iv
Idrato di protossido di ferro	26
Sottosolfuro e protosolfuro di ferro	iv
Idrato di protosolfuro di ferro	iv
Sesquisolfuro di ferro	iv
Persolfuro e trisolfuro di ferro	26
Bisolfuro e sesquicloruro di ferro	iv
Protocloruro e sesquicloruro di ferro	iv
Protobromuro e sesquibromuro di ferro	26
Protoioduro di ferro	iv
Solfato di protossido di ferro	iv
Solfato di protossido e sesquiossido di ferro	26
Arsenato neutro di ferro	iv
Carbonato di ferro	iv
<i>Metallurgia del cromo e suoi composti</i>	26
Sali cromosi e cromici	27
Composti misti	27

Sali di cromo al minimo ed al massimo	pag. 274
Solfato di cromo	ivi
Solfato di potassa e di cromo	ivi
Protossido e sesquiossido di cromo	272
Sesquisolfuro e protocloruro di cromo	ivi
Sesquicloruro di cromo	ivi
Trifluoruro di cromo	273

Metallurgia e composti principali di bismuto pag. 274

Cloruro di bismuto	274
Protossido di bismuto	ivi
Ossido salino di bismuto	ivi
Idrato di bismuto	ivi
Bisolfuro di bismuto	ivi
Nitrato di bismuto	ivi

Metallurgia e composti principali di uranio pag. 275

Carattere dei sali di uranio	ivi
Sali di uranio	276
Sali di protossido d'uranile	ivi
Sottocloruro d'uranio	ivi
Protocloruro d'uranile	ivi
Protossido di uranio	ivi
Protossido di uranile	ivi
Idrato di protossido d'uranio	277
Ossido salino d'uranio	ivi
Protosolfuro d'uranio	ivi
Nitrato di uranio	ivi
Giallo d'uranio, o uranato acido di soda	ivi

Metallurgia della sabbia di platino pag. 278

Estrazione da essa dell'osmio e del rutenio	284
" del Palladio	286
" del Rodio	287
" dell'Iridio	288

Considerazioni generali su questi metalli pag. 289

180 DEI SILICATI IN CHIMICA TECNICA pag. 297

Silicati naturali	ivi
Silicati artificiali	ivi
Silicato di potassa e soda	ivi
Vetro solubile	ivi
Vetri e cristalli	298
Vetro da specchio, vetro per lastre, silicato di soda e calce, specchi di Saint-Gobain	ivi
Lastre	299
Vetro di Boemia, e di bufferie, crown-glass	300
Cristallo, vetro potassico-piombico	ivi
Vetro da bottiglie; vetro nero	301
Pietre preziose, margaretine, e vetri colorati	302
Doppiatura-doppietti	ivi
Smalti	303
Porcellane, majoliche, terraglie, figuline e malte	ivi

APPENDICE SOPRA ALCUNI COMPOSTI SINGOLARI.	pag. 303
Bisolfuro d' idrogeno. Idrogeno bisolfurato, persolfuro d' i-	
drogeno.	307
Bisolfuro di carbonio	308
Euclorino; protossido di cloro	309
Acido cloroperclorico	ivi
Acqua regia; acido nitromuriatico	ivi
Acido nitrosolfurico	ivi
Acido ipoazotico, acido nitroso, vapori nitrosi perossido di	
azoto, acido nitroso-nitrico	310
Ossido antimonico; antimoniato di protossido d'antimonio	ivi
<i>Addizioni sull'oro</i>	ivi
Sul nichel e cobalto	311
Sul tallio	ivi
Sul magnesio.	ivi